

PROBLEMAS Y CUESTIONES DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

(VOLUMEN 7: PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA)

SERGIO MENARGUES
FERNANDO LATRE

NOVIEMBRE 2011

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los, cada vez más escasos, estudiantes de 2° de bachillerato que eligen las opciones de "Ciencias", "Ciencias de la Salud" e "Ingeniería y Arquitectura". Esto también constituye un reto para los profesores que, no solo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.

En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.

Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de los exámenes propuestos en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de grados del área de Ciencia e Ingeniería. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.

En el material original se presentan los exámenes correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2011) así como otros exámenes correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido sólo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.

Las cuestiones son de respuestas múltiples y se han clasificado por materias, de forma que al final de cada bloque de cuestiones se indican las soluciones correctas. Los problemas se presentan completamente resueltos. En la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que en el caso de las Olimpiadas Nacionales se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema. En las cuestiones y en los problemas se ha indicado la procedencia y el año.

Los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:
Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez y Cristina Pastoriza (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel (Castilla y León), Ana Tejero (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez (Extremadura), Pilar González (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez (Asturias), Matilde Fernández (Baleares), Fernando Nogales (Málaga).

Finalmente, los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo.

Los autores

1. CONCEPTO DE MOL Y LEYES PONDERALES

1.1. Una gota de ácido sulfúrico ocupa un volumen de 0,025 mL. Si la densidad del mismo es 1,981 g·mL^{-1}, calcule el número de moléculas de ácido sulfúrico que hay en la gota y el número de átomos de oxígeno presentes en la misma.
¿Cuánto pesa una molécula de ácido sulfúrico?

(Dato. Número de Avogadro, L = 6,022·10^{23} mol^{-1})

(Canarias 1996)

El número de moles de H_2SO_4 contenidos en una gota es:

$$1\text{ gota } H_2SO_4 \frac{0{,}025\text{ mL } H_2SO_4}{1\text{ gota } H_2SO_4}\frac{1{,}981\text{ g } H_2SO_4}{1\text{ mL } H_2SO_4}\frac{1\text{ mol } H_2SO_4}{98\text{ g } H_2SO_4} = 5{,}1\cdot10^{-4}\text{ mol } H_2SO_4$$

El número de moléculas de H_2SO_4 y de átomos de O contenidos en una gota es:

$$5{,}1\cdot10^{-4}\text{ mol } H_2SO_4 \frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ moléculas } H_2SO_4}{1\text{ mol } H_2SO_4} = \mathbf{3{,}0\cdot10^{20}\text{ moléculas } H_2SO_4}$$

$$3{,}0\cdot10^{20}\text{ moléculas } H_2SO_4 \frac{4\text{ átomos O}}{1\text{ molécula } H_2SO_4} = \mathbf{1{,}2\cdot10^{20}\text{ átomos O}}$$

La masa de una molécula de H_2SO_4 es:

$$\frac{98\text{ g } H_2SO_4}{1\text{ mol } H_2SO_4}\frac{1\text{ mol } H_2SO_4}{6{,}022\cdot10^{23}\text{ moléculas } H_2SO_4} = \mathbf{1{,}6\cdot10^{-22}\ \frac{g}{molécula\ H_2SO_4}}$$

1.2. Por análisis de un compuesto orgánico líquido se determina que contiene 18,60% de carbono, 1,55% de hidrógeno, 24,81% de oxígeno y el resto de cloro.
a) Determinar la fórmula empírica del compuesto.
Al evaporar 1,29 gramos de dicha sustancia en un recipiente cerrado, a la temperatura de 197°C y presión atmosférica normal, éstos ocupan un volumen de 385 cm^3.
b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
Al disolver 2,064 gramos del compuesto, en estado líquido, en agua destilada suficiente para obtener 500 mL de disolución, se detecta que ésta tiene carácter ácido; 50 cm^3 de ella se neutralizan con 32 cm^3 de una disolución obtenida al disolver 2 g de hidróxido de sodio puro en agua destilada, hasta conseguir 1 litro de disolución.
c) Escriba la posible ecuación química correspondiente a la reacción entre las sustancias e indique el número de moles de cada una de ellas que han reaccionado.
d) ¿Cuál es el pH de la disolución de hidróxido de sodio?

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Murcia 1997)

a-b) El porcentaje de cloro en ese compuesto es:

100% compuesto – (18,60% C + 1,55% H + 24,81% O) = 55,04% Cl

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso éste se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{1{,}29\ \text{g}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (197+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm} \cdot 385\ \text{cm}^3} \frac{10^3\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}} = 129{,}1\ \text{g·mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de X:

$$\left.\begin{array}{l}
\dfrac{18{,}60\ \text{g C}}{100\ \text{g X}} \dfrac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}} \dfrac{129{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\[2ex]
\dfrac{1{,}55\ \text{g H}}{100\ \text{g X}} \dfrac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}} \dfrac{129{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\[2ex]
\dfrac{24{,}81\ \text{g O}}{100\ \text{g X}} \dfrac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} \dfrac{129{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \\[2ex]
\dfrac{55{,}04\ \text{g Cl}}{100\ \text{g X}} \dfrac{1\ \text{mol Cl}}{35{,}5\ \text{g Cl}} \dfrac{129{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}}
\end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_2Cl_2H_2O_2}$$

Simplificando la fórmula anterior se obtiene la fórmula empírica o sencilla, $\mathbf{(CClHO)_n}$.

Dada la fórmula molecular $C_2Cl_2H_2O_2$, y teniendo en cuenta que se trata de un compuesto ácido, su fórmula semidesarrollada podría ser $CHCl_2COOH$.

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$\mathbf{CHCl_2COOH\ (aq) + NaOH\ (aq) \longrightarrow CHCl_2COONa\ (aq) + H_2O\ (l)}$$

Como la reacción es mol a mol, el número de moles que reaccionan de ambas especies es el mismo.

La concentración de la disolución de NaOH es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{2\ \text{g NaOH}}{1\ \text{L disolución}} \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40\ \text{g NaOH}} = 0{,}05\ \text{M}$$

El número de moles de NaOH que se neutralizan es:

$$32\ \text{mL NaOH}\ 0{,}05\ \text{M}\ \frac{0{,}05\ \text{mol NaOH}}{10^3\ \text{mL NaOH}\ 0{,}05\ \text{M}} = \mathbf{1{,}6·10^{-3}\ mol\ NaOH}$$

La concentración de la disolución de $CHCl_2$-COOH es:

$$[\text{CHCl}_2\text{COOH}] = \frac{2{,}064\ \text{g CHCl}_2\text{COOH}}{500\ \text{mL disolución}} \frac{1\ \text{mol CHCl}_2\text{COOH}}{129{,}1\ \text{g CHCl}_2\text{COOH}} \frac{10^3\ \text{mL disolución}}{1\ \text{L disolución}} = 0{,}032\ \text{M}$$

El número de moles de $CHCl_2COOH$ que se neutralizan es:

$$50\ \text{mL CHCl}_2\text{COOH}\ 0{,}032\ \text{M}\ \frac{0{,}032\ \text{mol CHCl}_2\text{COOH}}{10^3\ \text{mL CHCl}_2\text{COOH}\ 0{,}032\ \text{M}} = \mathbf{1{,}6·10^{-3}\ mol\ CHCl_2COOH}$$

d) El NaOH es una base fuerte que se encuentra completamente disociada en iones, por lo tanto, $[OH^-] = [NaOH] = 0{,}05$ M:

$$\text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{Na}^+\ \text{(aq)} + \text{OH}^-\ \text{(aq)}$$

$$pOH = -\log(0{,}05) = 1{,}3 \longrightarrow pH = 14 - 1{,}3 = \mathbf{12{,}7}$$

1.3. El nitrógeno forma tres óxidos, en los que los porcentajes en masa de oxígeno son 36,35%, 53,32% y 69,55%, respectivamente. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

(C. Valenciana 1998)

La ley de *Dalton* de las proporciones múltiples dice que:

> *"las masas de un elemento que se combinan con una masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, están en relación de números enteros sencillos".*

Considerando una masa fija de, por ejemplo 28 g de N_2, las masas de O_2 que se combinan con esta en cada uno de los tres óxidos A, B y C son:

- Óxido A (36,35% O_2)

$$28\ \text{g}\ N_2\ \frac{36{,}35\ \text{g}\ O_2}{63{,}65\ \text{g}\ N_2} = 15{,}99\ \text{g}\ O_2$$

- Óxido B (53,32% O_2)

$$28\ \text{g}\ N_2\ \frac{53{,}32\ \text{g}\ O_2}{46{,}68\ \text{g}\ N_2} = 31{,}98\ \text{g}\ O_2$$

- Óxido C (69,55% O_2)

$$28\ \text{g}\ N_2\ \frac{69{,}55\ \text{g}\ O_2}{30{,}45\ \text{g}\ N_2} = 63{,}95\ \text{g}\ O_2$$

Relacionando entre sí las masas de O_2 se obtiene:

$$\frac{63{,}95\ \text{g}\ O_2\ \text{(óxido C)}}{31{,}98\ \text{g}\ O_2\ \text{(óxido B)}} = \frac{\mathbf{2}}{\mathbf{1}} \qquad \frac{63{,}95\ \text{g}\ O_2\ \text{(óxido C)}}{15{,}99\ \text{g}\ O_2\ \text{(óxido A)}} = \frac{\mathbf{4}}{\mathbf{1}} \qquad \frac{31{,}98\ \text{g}\ O_2\ \text{(óxido B)}}{15{,}99\ \text{g}\ O_2\ \text{(óxido A)}} = \frac{\mathbf{2}}{\mathbf{1}}$$

Valores que demuestran que se cumple la ley de *Dalton* de las proporciones múltiples.

1.4. Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes, justificando la respuesta.
En la reacción de combustión:

$$C_4H_{10}\ (g) + \frac{13}{2} O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (l)$$

se cumple que:
a) Cuando se quema 1 mol de butano se forman 4 moles de CO_2.
b) Cuando se quema 1 mol de butano que pesa 58 g/mol, se forman 266 g de productos.
c) Cuando se queman 10 L de butano en condiciones normales se forman 40 L de CO_2 en las mismas condiciones.
d) Cuando se queman 5 g de butano se forman 20 g de CO_2.

(C. Valenciana 1999)

a) **Verdadero**. Ya que la relación estequiométrica existente entre C_4H_{10} y CO_2 es 1:4.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de *Lavoisier*, la masa inicial (reactivos) suponiendo que la reacción es total es:

$$1\ \text{mol}\ C_4H_{10}\ \frac{58\ \text{g}\ C_4H_{10}}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} + 6{,}5\ \text{mol}\ O_2\ \frac{32\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 266\ \text{g}$$

Valor que coincide con la masa de los productos formados.

c) **Verdadero**. Relacionando el volumen de C_4H_{10} y el de CO_2:

$$10\ \text{L}\ C_4H_{10}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{22{,}4\ \text{L}\ C_4H_{10}}\ \frac{4\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}\ \frac{22{,}4\ \text{L}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 40\ \text{L}\ CO_2$$

d) **Falso**. Relacionando la masa de C_4H_{10} y la de CO_2:

$$5\ \text{g}\ C_4H_{10}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58\ \text{g}\ C_4H_{10}}\ \frac{4\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}\ \frac{44\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 15{,}2\ \text{g}\ CO_2$$

1.5. Contesta verdadero o falso a las afirmaciones siguientes, justificando la respuesta.
a) Todos los puntos de la teoría atómica de Dalton se aplican en la actualidad.
b) La teoría atómica de Dalton no puede explicar la ley de conservación de la masa.
c) La teoría atómica de Dalton no puede explicar la ley de los volúmenes gaseosos de Gay-Lussac.
d) Todos los elementos del sistema periódico son monoatómicos como He, Li, … o diatómicos como O_2, N_2, *…*

(C. Valenciana 1999)

a) **Falso**. Ya que el descubrimiento del electrón por parte de *J.J. Thomson* acabó la propuesta de que los átomos son indivisibles.

La demostración de la existencia de isótopos por parte de *Aston* acabó con la propuesta de todos los átomos de un mismo elemento son idénticos.

La demostración de que algunos elementos formaban moléculas diatómicas por parte de *Cannizzaro* acabó con la propuesta de que los átomos de diferentes elementos se combinaban en proporciones sencillas para formar moléculas.

b) **Falso**. Ya que aunque para Dalton todos los elementos debían ser monoatómicos, la masa en una reacción química se mantenía constante independientemente de que se equivocara en la fórmula que debían tener las moléculas de los compuestos resultantes.

c) **Verdadero**. Existía una contradicción entre la propuesta de moléculas gaseosas monoatómicas de *Dalton* y el resultado experimental obtenido por *Gay-Lussac*. Sólo podía explicarse la ley si se aceptaba que las moléculas gaseosas de elementos eran diatómicas.

d) **Verdadero**. Todos los elementos son monoatómicos excepto los siete capaces formar moléculas diatómicas como son H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2 e I_2, que no eran contemplados por la teoría de *Dalton*.

1.6. En el fondo de un reactor se ha encontrado una escoria desconocida. Analizados 12,5 g de este polvo se ha encontrado que contenía un 77,7% de hierro y un 22,3% de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula estequiométrica de este compuesto?

(Galicia 2000)

Se calcula el número de moles de átomos de cada elemento:

$$12{,}5\ \text{g escoria}\ \frac{77{,}7\ \text{g Fe}}{100\ \text{g escoria}}\ \frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}85\ \text{g Fe}} = 1{,}39\ \text{mol Fe}$$

$$12{,}5 \text{ g escoria} \frac{22{,}3 \text{ g O}}{100 \text{ g escoria}} \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 1{,}39 \text{ mol O}$$

Relacionando entre sí el número de moles de cada elemento se obtiene la fórmula empírica o sencilla del compuesto:

$$\frac{1{,}39 \text{ mol Fe}}{1{,}39 \text{ mol O}} = 1 \frac{\text{mol Fe}}{\text{mol O}} \rightarrow \text{Fórmula empírica: } \mathbf{FeO}$$

1.7. Una mezcla de AgCl y AgBr contiene un 21,28% de Br.
a) ¿Cuál es el porcentaje de AgBr en la mezcla?
b) ¿Cuál es el porcentaje de Ag en la mezcla?

(Canarias 2001)

a) La masa de AgBr contenida en 100 g de mezcla es:

$$\frac{21{,}28 \text{ g Br}}{100 \text{ g mezcla}} \frac{1 \text{ mol Br}}{79{,}9 \text{ g Br}} \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol Br}} \frac{187{,}8 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = 0{,}5 \frac{\text{g AgBr}}{\text{g mezcla}} \rightarrow \mathbf{50\%\ AgBr}$$

El resto de la mezcla es **AgCl, 50%.**

b) La masa de Ag procedente del AgBr contenida en 100 g de mezcla es:

$$\frac{50 \text{ g AgBr}}{100 \text{ g mezcla}} \frac{1 \text{ mol AgBr}}{187{,}8 \text{ g AgBr}} \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgBr}} \frac{107{,}9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 0{,}287 \frac{\text{g Ag}}{\text{g mezcla}} \rightarrow \mathbf{28{,}7\%\ Ag}$$

La masa de Ag procedente del AgCl contenida en 100 g de mezcla es:

$$\frac{50 \text{ g AgCl}}{100 \text{ g mezcla}} \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143{,}4 \text{ g AgCl}} \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgCl}} \frac{107{,}9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 0{,}376 \frac{\text{g Ag}}{\text{g mezcla}} \rightarrow \mathbf{37{,}6\%\ Ag}$$

El porcentaje total de plata en la mezcla es:

28,7% Ag (procedente del AgBr) + 37,6% Ag (procedente del AgCl) = **66,3% Ag**

1.8. El análisis de un escape de un proyectil de artillería de la 1ª Guerra Mundial da los siguientes resultados: hidrógeno = 3,88% y arsénico = 96,12%. ¿Cuál es la fórmula estequiométrica de este compuesto?

(Galicia 2001)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto, se calcula el número de moles de átomos de cada elemento:

$$100 \text{ g compuesto} \frac{3{,}88 \text{ g H}}{100 \text{ g compuesto}} \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 3{,}88 \text{ mol H}$$

$$100 \text{ g compuesto} \frac{96{,}12 \text{ g As}}{100 \text{ g compuesto}} \frac{1 \text{ mol As}}{74{,}9 \text{ g As}} = 1{,}28 \text{ mol As}$$

Relacionando entre sí el número de moles de cada elemento, se obtiene la fórmula empírica o sencilla del compuesto:

$$\frac{3{,}88 \text{ mol H}}{1{,}28 \text{ mol As}} = 3 \frac{\text{mol H}}{\text{mol As}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{AsH_3}$$

1.9. Una muestra de 30,0 g de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se quema en exceso de oxígeno y se producen 66,0 g de dióxido de carbono y 21,6 g de agua.
a) Calcule el número de moléculas de cada uno de los compuestos que se forman.
b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto, si su masa molecular es 100?

(Extremadura 2001)

a) El número de moléculas de CO_2 es:

$$66{,}0\ \text{g}\ CO_2\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \text{g}\ CO_2}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = \mathbf{9{,}0\cdot10^{23}\ moléculas\ CO_2}$$

El número de moléculas de H_2O es:

$$21{,}6\ \text{g}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{moléculas}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ H_2O} = \mathbf{7{,}2\cdot10^{23}\ moléculas\ H_2O}$$

b) Teniendo en cuenta que en la combustión del compuesto orgánico (X) todo el C se transforma en CO_2 y el H en H_2O, los moles de átomos en la muestra del compuesto X son:

$$66{,}0\ \text{g}\ CO_2\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \text{g}\ CO_2}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = \mathbf{1{,}5\ mol\ C}$$

$$21{,}6\ \text{g}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = \mathbf{2{,}4\ mol\ H}$$

El oxígeno contenido en el compuesto X se calcula por diferencia:

$$30\ \text{g X} - \left[1{,}5\ \text{mol C}\frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} + 2{,}4\ \text{mol H}\frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right] = 9{,}6\ \text{g O}$$

$$9{,}6\ \text{g O}\frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 0{,}6\ \text{mol O}$$

Para obtener la fórmula molecular se relacionan los moles de átomos de cada elemento con la masa molar del compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{1{,}5\ \text{mol C}}{30\ \text{g X}}\ \dfrac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 5\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{2{,}4\ \text{mol H}}{30\ \text{g X}}\ \dfrac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{0{,}6\ \text{mol O}}{30\ \text{g X}}\ \dfrac{100\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_5H_8O_2}$$

(Este problema aparece resuelto en el apartado b) del problema O.Q.N. Ciudad Real 1997).

1.10. Cuando se calientan 2,451 g de MXO_3 puro y seco, se liberan 0,96 g de oxígeno y se obtiene también un compuesto sólido, MX, que pesa 1,491 g. Cuando esta última cantidad se trata con exceso de $AgNO_3$ reacciona completamente y forma 2,87 g de AgX sólido. Calcula las masas atómicas de M y X.

(Canarias 2002)

Llamando **x** a la masa molar del elemento X e **y** a la del elemento M.

Relacionando las cantidades MXO_3 y O:

$$2{,}451 \text{ g } MXO_3 \frac{1 \text{ mol } MXO_3}{(x+y+48) \text{ g } MXO_3} \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } MXO_3} \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 0{,}96 \text{ g O}$$

Relacionando las cantidades MX y AgX:

$$1{,}491 \text{ g MX} \frac{1 \text{ mol MX}}{(x+y) \text{ g MX}} \frac{1 \text{ mol X}}{1 \text{ mol MX}} \frac{1 \text{ mol AgX}}{1 \text{ mol X}} \frac{(x+107{,}9) \text{ g AgX}}{1 \text{ mol AgX}} = 2{,}87 \text{ g AgX}$$

Se obtienen las siguientes ecuaciones:

$$74{,}55 = x + y$$

$$0{,}52\ (107{,}9 + x) = x + y$$

Las masas molares de los elementos X y M son, respectivamente:

$\mathbf{x = 35{,}45\ g \cdot mol^{-1}}$ $\mathbf{y = 39{,}1\ g \cdot mol^{-1}}$

1.11. Cuando se queman 2,371 g de carbono, se forman 8,688 g de un óxido de este elemento. En condiciones normales, 1 litro este óxido pesa 1,9768 g. Encontrar su fórmula.
(Baleares 2002)

En primer lugar se calcula la masa molar del óxido:

$$M = 1{,}9768 \frac{g}{L} \cdot 22{,}4 \frac{L}{mol} = 44{,}2 \frac{g}{mol}$$

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra de óxido es:

$$8{,}688 \text{ g óxido} - 2{,}371 \text{ g C} = 6{,}317 \text{ g O}$$

Para obtener la fórmula molecular del óxido:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{2{,}371 \text{ g C}}{8{,}688 \text{ g óxido}} \dfrac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \dfrac{44{,}2 \text{ g óxido}}{1 \text{ mol óxido}} = 1 \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol óxido}} \\ \\ \dfrac{6{,}317 \text{ g O}}{8{,}688 \text{ g óxido}} \dfrac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \dfrac{44{,}2 \text{ g óxido}}{1 \text{ mol óxido}} = 2 \dfrac{\text{mol O}}{\text{mol óxido}} \end{array}\right\} \longrightarrow \text{Fórmula molecular: } \mathbf{CO_2}$$

Se trata del **dióxido de carbono, CO_2**.

1.12. Se introducen en un tubo graduado (eudiómetro) 20 cm^3 de un hidrocarburo gaseoso desconocido, C_xH_y, y 50 cm^3 de oxígeno. Después de la combustión y la condensación del vapor de agua al volver a las condiciones iniciales queda un residuo gaseoso de 30 cm^3 que al ser tratado con potasa cáustica se reduce a 10 cm^3. Determine la fórmula del hidrocarburo.
(Castilla y León 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del hidrocarburo es:

$$C_xH_y + \left(x + \frac{y}{4}\right) O_2 \longrightarrow x\ CO_2 + \frac{y}{2}\ H_2O$$

Al atravesar los gases fríos procedentes de la combustión (CO_2 y O_2 sobrante) la disolución acuosa de KOH se produce la absorción del CO_2 quedando el O_2 son reaccionar. Por tanto, si los 30 cm^3 de gases se reducen a 10 cm^3, quiere decir que la mezcla contenía 20 cm^3 de CO_2 y 10 cm^3 de O_2 sin reaccionar.

Considerando comportamiento ideal para los gases, y de acuerdo con la ley de *Avogadro*, la relación volumétrica coincide con la relación molar:

$$\frac{20\ \text{cm}^3\ \text{CO}_2}{20\ \text{cm}^3\ \text{hidrocarburo}} \longrightarrow \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}} \longrightarrow \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol hidrocarburo}}$$

El volumen de O_2 consumido por el carbono del hidrocarburo es:

$$20\ \text{cm}^3\ \text{CO}_2\ \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{O}_2}{1\ \text{cm}^3\ \text{CO}_2} = 20\ \text{cm}^3\ \text{O}_2$$

Si se consumen 40 cm^3 de O_2 y 20 cm^3 son consumidos por el carbono, los 20 cm^3 restantes reaccionan con el hidrógeno:

$$\frac{20\ \text{cm}^3\ \text{O}_2}{20\ \text{cm}^3\ \text{hidrocarburo}} \longrightarrow \frac{1\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}}\ \frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol O}_2} \longrightarrow \frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}}$$

La relación molar es:

$$\frac{\dfrac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol hidrocarburo}}}{\dfrac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol hidrocarburo}}} = \frac{2\ \text{mol H}_2}{1\ \text{mol C}}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2} = 4\frac{\text{mol H}}{1\ \text{mol C}} \rightarrow \text{Fórmula molecular: } \mathbf{CH_4}$$

El hidrocarburo en cuestión es el **metano**, **CH_4**.

1.13. Indica en 1 mol de Fe_2O_3:
a) El número total de átomos.
b) El número total de moléculas-fórmula.
c) El número total de iones divalentes.
d) El número total de iones trivalentes.
(Dato. Número de Avogadro, L = 6,022·10^{23} mol^{-1})

(C. Valenciana 2002)

a) El número total de átomos es:

$$1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3\ \frac{5\ \text{moles átomos}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}\ \frac{\text{L átomos}}{1\ \text{mol átomos}} = \mathbf{3{,}01\cdot10^{24}\ átomos}$$

b) El número total de moléculas-fórmula es:

$$1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3\ \frac{\text{L moléculas-fórmula}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} = \mathbf{6{,}02\cdot10^{23}\ moléculas\text{-}fórmula}$$

c) El número total de iones divalentes es:

$$1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3\ \frac{3\ \text{moles O}^{2-}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}\ \frac{\text{L iones O}^{2-}}{1\ \text{mol O}^{2-}} = \mathbf{1{,}81\cdot10^{24}\ iones\ O^{2-}}$$

d) El número total de iones trivalentes es:

$$1 \text{ mol } Fe_2O_3 \frac{2 \text{ moles } Fe^{3+}}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \frac{L \text{ iones } Fe^{3+}}{1 \text{ mol } Fe^{3+}} = \mathbf{1{,}20 \cdot 10^{24} \text{ iones } Fe^{3+}}$$

1.14. Calcula la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es: C = 24,25%; H = 4,05% y Cl = 71,7%. Sabiendo que 3,1 g de dicho compuesto en estado gaseoso a 110°C y 744 mmHg ocupan un volumen de 1 L, calcula la fórmula molecular.
¿Cuántos moles y moléculas del compuesto habrá en los 3,1 g?
(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Número de Avogadro, L = 6,022·10^{23} mol^{-1})
(Canarias 2003)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso éste se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{3{,}1 \text{ g } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \, (110+273) \text{ K}}{744 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ L}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 99{,}5 \text{ g·mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de la sustancia X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{24{,}25 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \dfrac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \dfrac{99{,}5 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{4{,}05 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \dfrac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} \dfrac{99{,}5 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{71{,}7 \text{ g Cl}}{100 \text{ g X}} \dfrac{1 \text{ mol Cl}}{35{,}5 \text{ g Cl}} \dfrac{99{,}5 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \dfrac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_2Cl_2H_4}$$

De acuerdo con la masa molar obtenida, el número moles y moléculas del compuesto $C_2Cl_2H_4$ es:

$$3{,}1 \text{ g } C_2Cl_2H_4 \frac{1 \text{ mol } C_2Cl_2H_4}{99{,}5 \text{ g } C_2Cl_2H_4} = \mathbf{0{,}031 \text{ mol } C_2Cl_2H_4}$$

$$0{,}031 \text{ mol } C_2Cl_2H_4 \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} C_2Cl_2H_4}{1 \text{ mol } C_2Cl_2H_4} = \mathbf{1{,}9 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_2Cl_2H_4}$$

1.15. El análisis elemental de un determinado compuesto orgánico proporciona la siguiente información sobre su composición: carbono 30,45%; hidrógeno 3,83 %; cloro 45,69% y oxígeno 20,23%. La densidad de su vapor es 5,48 veces la del aire, que es igual a 1,29 g/L en c.n. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
(Baleares 2003)

Previamente, se calcula la masa molar del compuesto.

$$d = \frac{\rho_X}{\rho_{aire}} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} d = \text{densidad relativa} \\ \rho_X = \text{densidad del compuesto X} \\ \rho_{aire} = \text{densidad del aire} \end{array}\right.$$

sustituyendo

$$\rho_X = 5{,}48\ (1{,}29\ g{\cdot}L^{-1}) = 7{,}07\ g{\cdot}L^{-1}$$

Como el volumen molar de un gas; en condiciones normales, es 22,4 $L{\cdot}mol^{-1}$:

$$M = (7{,}07\ g{\cdot}L^{-1})\ (22{,}4\ L{\cdot}mol^{-1}) = 158{,}3\ g{\cdot}mol^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular del compuesto orgánico X:

$$\left.\begin{array}{l}
\dfrac{30{,}45\ g\ C}{100\ g\ X}\ \dfrac{1\ mol\ C}{12\ g\ C}\ \dfrac{158{,}3\ g\ X}{1\ mol\ X} = 4\dfrac{mol\ C}{mol\ X}\\[2ex]
\dfrac{3{,}83\ g\ H}{100\ g\ X}\ \dfrac{1\ mol\ H}{1\ g\ H}\ \dfrac{158{,}3\ g\ X}{1\ mol\ X} = 6\dfrac{mol\ H}{mol\ X}\\[2ex]
\dfrac{45{,}69\ g\ Cl}{100\ g\ X}\ \dfrac{1\ mol\ Cl}{35{,}5\ g\ Cl}\ \dfrac{158{,}3\ g\ X}{1\ mol\ X} = 2\dfrac{mol\ Cl}{mol\ X}\\[2ex]
\dfrac{20{,}23\ g\ O}{100\ g\ X}\ \dfrac{1\ mol\ O}{16\ g\ O}\ \dfrac{158{,}3\ g\ X}{1\ mol\ X} = 2\dfrac{mol\ O}{mol\ X}
\end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_4H_6Cl_2O_2}$$

1.16. Una muestra de 1,5 g·de un compuesto orgánico formado por C, H y O se quema en exceso de oxígeno produciéndose 2,997 g de CO_2 y 1,227 g de H_2O. Si 0,438 g del compuesto, al vaporizarlo a 100°C y 750 mmHg, ocupan 155 mL, deducir la fórmula molecular de dicho compuesto.

(Dato. Constante R = 0,082 $atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$)

(Cádiz 2003)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso éste se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{0{,}438\ g\ (0{,}082\ atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1})\ (100+273)\ K}{750\ mmHg\cdot 155\ mL}\ \frac{760\ mmHg}{1\ atm}\ \frac{10^3\ mL}{1\ L} = 87{,}6\ g{\cdot}mol^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}997\ g\ CO_2}{1{,}5\ g\ X}\ \frac{1\ mol\ CO_2}{44\ g\ CO_2}\ \frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CO_2}\ \frac{87{,}6\ g\ X}{1\ mol\ X} = 4\frac{mol\ C}{mol\ X}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{1{,}227\ g\ H_2O}{1{,}5\ g\ X}\ \frac{1\ mol\ H_2O}{18\ g\ H_2O}\ \frac{2\ mol\ H}{1\ mol\ H_2O}\ \frac{87{,}6\ g\ X}{1\ mol\ X} = 8\frac{mol\ H}{mol\ X}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{87{,}6\ g\ X - \left[4\ mol\ C\ \dfrac{12\ g\ C}{1\ mol\ C}\right] - \left[6\ mol\ H\ \dfrac{1\ g\ H}{1\ mol\ H}\right]}{1\ mol\ X}\ g\ O\ \frac{1\ mol\ O}{16\ g\ O} = 2\frac{mol\ O}{mol\ X}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_4H_8O_2}$.

1.17. Cuando se calienta un hidrato de sulfato de cobre, sufre una serie de transformaciones:
Una muestra de 2,574 g de un hidrato "A" se calentó a 140°C transformándose en 1,833 g de otro hidrato "B", que al ser calentada a 400°C se transformó en 1,647 g de sal anhidra. Ésta, calentada a 1000°C proporcionó 0,819 g de un óxido de cobre.
Calcula las fórmulas de los hidratos "A" y "B" y del óxido de cobre.

(C. Valenciana 2003)

Los hidratos están constituidos por las siguientes cantidades:

$$\text{Hidrato A} \longrightarrow \begin{cases} 1{,}647 \text{ g sal anhidra} \\ (2{,}547 - 1{,}647) \text{ g } H_2O = 0{,}927 \text{ g } H_2O \end{cases}$$

$$\text{Hidrato B} \longrightarrow \begin{cases} 1{,}647 \text{ g sal anhidra} \\ (1{,}833 - 1{,}647) \text{ g } H_2O = 0{,}186 \text{ g } H_2O \end{cases}$$

En primer lugar, hay que determinar de qué sulfato de cobre se trata. La determinación puede hacerse a partir la cantidad de óxido de cobre obtenido al final del proceso:

$$0{,}819 \text{ g } Cu_xO \frac{1 \text{ mol } Cu_xO}{(63{,}5x+16) \text{ g } Cu_xO} \frac{1 \text{ mol } Cu_xSO_4}{1 \text{ mol } Cu_xO} \frac{(63{,}5x+96) \text{ g } Cu_xSO_4}{1 \text{ mol } Cu_xSO_4} = 1{,}647 \text{ g } Cu_xSO_4$$

Se obtiene x ≈ 1. Se trata del $\mathbf{CuSO_4}$.

Para obtener la fórmula de los hidratos se relacionan los moles de $CuSO_4$ y de H_2O:

$$\left.\begin{array}{r} 0{,}186 \text{ g } H_2O \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 1{,}03\cdot10^{-2} \text{ mol } H_2O \\ 1{,}647 \text{ g } CuSO_4 \dfrac{1 \text{ mol } CuSO_4}{159{,}5 \text{ g } CuSO_4} = 1{,}03\cdot10^{-2} \text{ mol } CuSO_4 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{1{,}03\cdot10^{-2} \text{ mol } H_2O}{1{,}03\cdot10^{-2} \text{ mol } CuSO_4} = 1$$

La fórmula del hidrato B es $\mathbf{CuSO_4\cdot H_2O}$.

$$\left.\begin{array}{r} 0{,}927 \text{ g } H_2O \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 5{,}15\cdot10^{-2} \text{ mol } H_2O \\ 1{,}647 \text{ g } CuSO_4 \dfrac{1 \text{ mol } CuSO_4}{159{,}5 \text{ g } CuSO_4} = 1{,}03\cdot10^{-2} \text{ mol } CuSO_4 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{5{,}15\cdot10^{-2} \text{ mol } H_2O}{1{,}03\cdot10^{-2} \text{ mol } CuSO_4} = 5$$

La fórmula del hidrato A es $\mathbf{CuSO_4\cdot 5\ H_2O}$.

1.18. Cuando se lleva a cabo la combustión completa de 2 g de cierto hidrocarburo, se obtienen 6,286 g de CO_2 y 2,571 g de vapor de H_2O. Se sabe que 2 g de compuesto a 20°C y 710 mmHg ocupan un volumen de 0,9195 L. Determina la fórmula molecular de dicho compuesto.

(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 atm = 760 mmHg)

(Canarias 2004)

Suponiendo que en estado gaseoso el hidrocarburo se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{2\ \text{g}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (20{+}273)\ \text{K}}{710\ \text{mmHg}\ \text{·}0{,}9195\ \text{L}}\ \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = 55{,}9\ \text{g·mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{6{,}286\ \text{g}\ CO_2}{2\ \text{g X}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \text{g}\ CO_2}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\ \frac{55{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el hidrocarburo X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{2{,}571\ \text{g}\ H_2O}{2\ \text{g X}}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\ \frac{55{,}9\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_4H_8}$.

1.19. El análisis elemental de una cierta sustancia orgánica indica que está compuesta únicamente por C, H y O. Al oxidar esta sustancia en presencia del catalizador adecuado, todo el carbono se oxida a dióxido de carbono y todo el hidrógeno a agua. Cuando se realiza esta oxidación catalítica con 1 g de compuesto se obtienen 0,978 g de dióxido de carbono y 0,200 g de agua. Ya que el peso molecular de esta sustancia es 90 g/mol:
a) Determina la fórmula molecular del compuesto.
b) Nombra el compuesto orgánico del que trata el problema.

(Baleares 2004)

Para obtener la fórmula molecular del compuesto orgánico (X):

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}978\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{g X}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \text{g}\ CO_2}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2}\ \frac{90\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\ \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}200\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{g X}}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\ \frac{90\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 2\ \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{90\ \text{g X} - \left[2\ \text{mol C}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right] - \left[2\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right]}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 4\ \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_2H_2O_4}$.

Con esa fórmula molecular, un compuesto con dos átomos de C debe tener los átomos de H unidos a sendos átomos de O formando grupos **–**OH y los dos restantes átomos de oxígeno deben estar unidos a los átomos de carbono por enlaces dobles formando grupos –C**=**O, es decir, la única posibilidad es que el compuesto presente, por lo tanto, dos grupos carboxilo. Se trata del **ácido etanodioico u oxálico** cuya fórmula semidesarrollada es **COOH–COOH.**

1.20. Un compuesto orgánico contiene un 51,613% de oxígeno, 38,709% de carbono y 9,677% de hidrógeno. Calcula:
a) Su fórmula empírica.
b) Si 2 g·de esta sustancia, ocupan 0,9866 L a 1 atm de presión y 100°C, ¿cuál es su fórmula molecular?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Cádiz 2004)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar y simplificando ésta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{2\text{ g }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (100+273)\text{ K}}{1\text{ atm}\cdot 0{,}9866\text{ L}} = 62{,}0\text{ g·mol}^{-1}$$

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto X:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{38{,}709\text{ g C}}{100\text{ g X}}\dfrac{1\text{ mol C}}{12\text{ g C}}\dfrac{62{,}0\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 2\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{9{,}677\text{ g H}}{100\text{ g X}}\dfrac{1\text{ mol H}}{1\text{ g H}}\dfrac{62{,}0\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\[2ex] \dfrac{51{,}613\text{ g O}}{100\text{ g X}}\dfrac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}}\dfrac{62{,}0\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 2\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_2H_6O_2}$$

Simplificando la fórmula molecular se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $\mathbf{(CH_3O)_n}$.

1.21. El 68,8% de una mezcla de bromuro de plata y sulfuro de plata es plata. Calcula la composición de la mezcla.

(C. Valenciana 2004)

Partiendo de 100 g de mezcla y llamando **x** a los moles de AgBr e **y** a los moles de Ag_2S en la mezcla, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\text{ mol AgBr }\frac{187{,}8\text{ g AgBr}}{1\text{ mol AgBr}} + y\text{ mol Ag}_2\text{S}\frac{247{,}8\text{ g Ag}_2\text{S}}{1\text{ mol Ag}_2\text{S}} = 100\text{ g mezcla}$$

La cantidad de plata contenida en los compuestos iniciales es:

$$x\text{ mol AgBr }\frac{1\text{ mol Ag}}{1\text{ mol AgBr}} + y\text{ mol Ag}_2\text{S}\frac{2\text{ mol Ag}}{1\text{ mol Ag}_2\text{S}} = 68{,}8\text{ g Ag }\frac{1\text{ mol Ag}}{107{,}9\text{ g Ag}}$$

Resolviendo en sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

$x = 0{,}329$ mol AgBr $\qquad y = 0{,}155$ mol Ag_2S

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$0{,}329\text{ mol AgBr }\frac{187{,}8\text{ g AgBr}}{1\text{ mol AgBr}}100 = \mathbf{61{,}7\%\ AgBr}$$

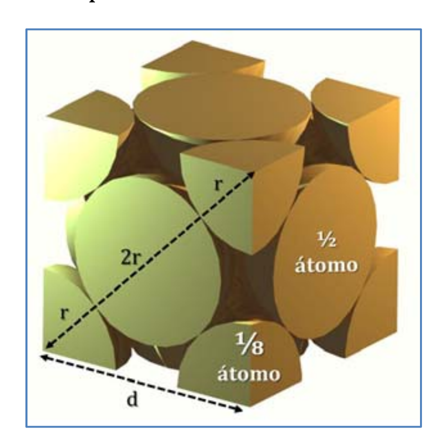
$$0{,}155\ \text{mol}\ Ag_2S\ \frac{247{,}8\ \text{g}\ Ag_2S}{1\ \text{mol}\ Ag_2S}\ 100 = \mathbf{38{,}3\%\ Ag_2S}$$

1.22. Determina la densidad del oro metálico, sabiendo que cristaliza en una red cúbica centrada en las caras y que su radio atómico es 0,144 nm.

(Datos. Masa atómica relativa del oro = 197; Número de Avogadro, L = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1})

(C. Valenciana 2004) (C. Valenciana 2007)

Como se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos. Además, la diagonal de una cara del cubo está integrada por cuatro radios atómicos. A partir de este valor se puede obtener la arista del cubo d, y con ella, el volumen del mismo.



$$\frac{8\ \text{átomos (vértices)}}{8} + \frac{6\ \text{átomos (caras)}}{2} = 4\ \text{átomos}$$

$$d^2 + d^2 = (4r)^2$$

$$d = 2\sqrt{2}\,r = 2\sqrt{2}\,(0{,}144\ \text{nm})\frac{1\ \text{cm}}{10^7\ \text{nm}} = 4{,}07 \cdot 10^{-8}\ \text{cm}$$

$$V = d^3 = (4{,}07 \cdot 10^{-8}\ \text{cm})^3 = 6{,}757 \cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3$$

Relacionando masa, átomos y volumen se obtiene la densidad del metal:

$$\frac{197\ \text{g}}{\text{mol}}\ \frac{1\ \text{mol}}{\text{L átomos}}\ \frac{4\ \text{átomos}}{\text{cubo}}\ \frac{1\ \text{cubo}}{6{,}757 \cdot 10^{-23}\ \text{cm}^3} = \mathbf{19{,}4\ g{\cdot}cm^{-3}}$$

1.23. Por combustión de 0,6240 g de un compuesto orgánico que sólo contiene C, H y O se obtienen 0,2160 g de agua. Todo el carbono contenido en 0,4160 g del dicho compuesto orgánico se transformó en 1,2000 g de carbonato de calcio. El compuesto orgánico es un ácido triprótico (tricarboxílico), y su sal contiene un 61,22% de plata.
Calcula las fórmulas empírica y molecular del compuesto.

(C. Valenciana 2004)

Teniendo en cuenta que por tratarse de un ácido tricarboxílico la sal correspondiente contendrá 3 moles de plata (Ag_3A), se puede calcular, en primer lugar, la masa molar del ácido (H_3A):

$$\frac{3\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol}\ Ag_3A}\ \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}}\ \frac{1\ \text{mol}\ Ag_3A}{M\ \text{g}\ Ag_3A} = \frac{61{,}22\ \text{g Ag}}{100\ \text{g}\ Ag_3A}$$

Se obtiene, M = 528,7 g/mol Ag_3A.

La masa molar del ácido (H_3A) se obtiene reemplazando la plata de la sal por hidrógeno:

$$528{,}7\ \text{g}\ Ag_3A - \left[3\ \text{mol Ag}\ \frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}}\right] + \left[3\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right] = 208\ \text{g}$$

- El C se determina en forma de $CaCO_3$.

$$\frac{1,2000\ \text{g CaCO}_3}{0,4160\ \text{g H}_3\text{A}}\ \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100\ \text{g CaCO}_3}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CaCO}_3}\ \frac{208\ \text{g H}_3\text{A}}{1\ \text{mol H}_3\text{A}} = 6\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol H}_3\text{A}}$$

▪ El H se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0,2160\ \text{g H}_2\text{O}}{0,6240\ \text{g H}_3\text{A}}\ \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18\ \text{g H}_2\text{O}}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}\ \frac{208\ \text{g H}_3\text{A}}{1\ \text{mol H}_3\text{A}} = 8\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol H}_3\text{A}}$$

▪ El O se determina por diferencia.

$$\frac{208\ \text{g H}_3\text{A} - \left[6\ \text{mol C}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right] - \left[8\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right]}{1\ \text{mol H}_3\text{A}}\ \text{g O}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 8\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol H}_3\text{A}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_6H_8O_8}$.

Simplificando, se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $\mathbf{(C_3H_4O_4)_n}$.

1.24. La combustión de 5,60 g de un cicloalcano permite obtener 17,6 g de dióxido de carbono. Se sabe que la densidad del compuesto es 2,86 g·L^{-1} a 1 atm y 25°C. Determina la fórmula molecular de dicho compuesto.

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Canarias 2005)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del cicloalcano. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{2,86\ \text{g·L}^{-1}\ (0,082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 69,9\ \text{g·mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el cicloalcano se determina en forma de CO_2:

$$\frac{17,6\ \text{g CO}_2}{5,60\ \text{g cicloalcano}}\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44\ \text{g CO}_2}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2}\ \frac{69,9\ \text{g cicloalcano}}{1\ \text{mol cicloalcano}} = \frac{5\ \text{mol C}}{\text{mol cicloalcano}}$$

▪ Como los cicloalcanos son hidrocarburos cíclicos saturados, el resto del contenido del mismo es hidrógeno y se determina por diferencia:

$$\frac{\left[69,9\ \text{g cicloalcano} - 5\ \text{mol C}\,\frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right]\text{g H}}{1\ \text{mol cicloalcano}}\ \frac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}} = \frac{10\ \text{mol H}}{\text{mol cicloalcano}}$$

La fórmula molecular o verdadera del cicloalcano es $\mathbf{C_5H_{10}}$.

1.25. En un matraz de 0,5 litros se coloca una lámina de hierro que pesa 0,279 g y se llena con oxígeno a la presión de 1,8 atm y 300 K. Tras la reacción para formar un óxido de hierro, la presión en el interior del matraz resulta ser 1,616 atm. Calcule:
a) Gramos de óxido de hierro que se han formado.
b) Fórmula de dicho óxido.

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Murcia 2005)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Fe y O_2 es:

$$2x\ \text{Fe (s)} + y\ \text{O}_2\ \text{(g)} \longrightarrow 2\ \text{Fe}_x\text{O}_y\ \text{(s)}$$

Al ser el O_2 el único gas presente en el matraz, la diferencia entre la presión inicial y la final proporciona la cantidad de O_2 reaccionado. Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$n = \frac{(1{,}8 - 1{,}616)\ \text{atm}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ 300\ \text{K}}{0{,}5\ \text{L}} = 3{,}7·10^{-3}\ \text{mol O}_2$$

Los gramos de óxido formado se obtienen a partir de las cantidades reaccionadas:

$$0{,}279\ \text{g Fe} + 3{,}7·10^{-3}\ \text{mol O}_2 \frac{32\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = \mathbf{0{,}397\ g}$$

Se calcula el número de moles de átomos de cada uno de los elementos:

$$0{,}279\ \text{g Fe}\ \frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}} = 5{,}0·10^{-3}\ \text{mol Fe}$$

$$3{,}7·10^{-3}\ \text{mol O}_2 \frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol O}_2} = 7{,}4·10^{-3}\ \text{mol O}$$

La relación molar entre ambos elementos es:

$$\frac{7{,}4·10^{-3}\ \text{mol O}}{5{,}0·10^{-3}\ \text{mol Fe}} = 1{,}5 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Fe}} = \frac{3\ \text{mol O}}{2\ \text{mol Fe}} \longrightarrow \text{La fórmula del óxido es } \mathbf{Fe_2O_3}$$

1.26. La espinaca tiene un alto contenido en hierro (2 mg/porción de 90 g de espinaca) y también es fuente de ion oxalato ($C_2O_4^{2-}$) que se combina con los iones hierro para formar el oxalato de hierro, sustancia que impide que el organismo absorba el hierro. El análisis de una muestra de 0,109 g de oxalato de hierro indica que contiene 38,82% de hierro. ¿Cuál es la fórmula empírica de este compuesto?

(Baleares 2005)

Para obtener la fórmula se calcula el número de moles de cada una de las especies:

$$0{,}109\ \text{g muestra} \frac{38{,}82\ \text{g Fe}}{100\ \text{g muestra}} \frac{1\ \text{mol Fe}}{55{,}8\ \text{g Fe}} = 7{,}6·10^{-3}\ \text{mol Fe}$$

El resto hasta 100% corresponde al contenido de oxalato:

$$0{,}109\ \text{g muestra} \frac{61{,}18\ \text{g C}_2\text{O}_4^{2-}}{100\ \text{g muestra}} \frac{1\ \text{mol C}_2\text{O}_4^{2-}}{88\ \text{g C}_2\text{O}_4^{2-}} = 7{,}6·10^{-3}\ \text{mol C}_2\text{O}_4^{2-}$$

Relacionando entre sí ambas cantidades:

$$\frac{7{,}6·10^{-3}\ \text{mol Fe}}{7{,}6·10^{-3}\ \text{mol C}_2\text{O}_4^{2-}} = 1 \frac{\text{mol Fe}}{\text{mol C}_2\text{O}_4^{2-}} \longrightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{FeC_2O_4}$$

1.27. La hemoglobina de los glóbulos rojos de la mayoría de los mamíferos contiene aproximadamente 0,33% de hierro en peso. Si mediante técnicas físicas se obtiene un peso molecular de 68000, ¿cuántos átomos hierro hay en cada molécula de hemoglobina?

(Galicia 2005)

Relacionando el hierro con la hemoglobina (hemo):

$$\frac{0{,}33\text{ g Fe}}{100\text{ g hemo}}\,\frac{1\text{ mol Fe}}{55{,}8\text{ g Fe}}\,\frac{68000\text{ g hemo}}{1\text{ mol hemo}} = 4\,\frac{\text{mol Fe}}{\text{mol hemo}} \longrightarrow \mathbf{4\,\frac{átomos\ Fe}{molécula\ hemo}}$$

1.28. De un compuesto orgánico gaseoso se sabe que 1 g del mismo ocupa un volumen de 1 L a 200°C y 0,44 atm. La combustión de 10 g de dicho compuesto da lugar a 0,455 moles de CO_2 y 0,455 moles de H_2O. Si dicho compuesto está constituido por C, H y O, se pide:
a) Obtener sus fórmulas empírica y molecular.
b) Escribir las fórmulas de todos los isómeros posibles que se corresponden con la fórmula molecular obtenida.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Canarias 2006)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y, simplificando ésta, obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso éste se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{1\text{ g }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (200+273)\text{ K}}{0{,}44\text{ atm}\cdot 1\text{ L}} = 88{,}2\text{ g·mol}^{-1}$$

- El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}455\text{ mol }CO_2}{10\text{ g X}}\,\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\,\frac{88{,}2\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 4\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}455\text{ mol }H_2O}{10\text{ g X}}\,\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_2O}\,\frac{88{,}2\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 8\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{88{,}2\text{ g X} - \left[4\text{ mol C}\,\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right] - \left[8\text{ mol H}\,\frac{1\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\right]\text{ g O}}{1\text{ mol X}}\,\frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_4H_8O_2}$ y simplificándola, se obtiene su fórmula empírica o sencilla $\mathbf{(C_2H_4O)_n}$.

A la vista de la fórmula molecular y comparándola con la del hidrocarburo saturado de cuatro carbonos, C_4H_{10}, se deduce que el compuesto debe presentar una insaturación, por tanto, si contiene dos átomos de oxígeno los compuestos posibles, más corrientes, deben ser ácidos carboxílicos y ésteres:

$\mathbf{CH_3–CH_2–CH_2–COOH}$	**ácido butanoico**
$\mathbf{CH_3–CH(CH_3)–COOH}$	**ácido metilpropanoico**
$\mathbf{CH_3–CH_2–COO–CH_3}$	**propanoato de metilo**
$\mathbf{CH_3–COO–CH_2–CH_3}$	**acetato de etilo**
$\mathbf{H–COO–CH_2–CH_2–CH_3}$	**formiato de propilo**

$H–COO–C(CH_3)_2$ **formiato de isopropilo**

1.29. Una mezcla de 2,6482 g de V_2O_5 y VO_2 se sometió a diferentes operaciones que dieron lugar a 2,248 g de V_2O_3. Calcula la composición de la mezcla inicial.

Datos. Masas moleculares relativas: V_2O_5 = 181,88; VO_2 = 82,94; V_2O_3 = 149,88.

(C. Valenciana 2005)

Llamando **x** e **y** a los moles de V_2O_5 y VO_2, respectivamente, presentes en la mezcla se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$\text{x mol V}_2\text{O}_5\,\frac{181{,}88\text{ g V}_2\text{O}_5}{1\text{ mol V}_2\text{O}_5} + \text{y mol VO}_2\,\frac{82{,}94\text{ g VO}_2}{1\text{ mol VO}_2} = 2{,}6482\text{ g mezcla}$$

Las cantidades de V_2O_3 obtenidas a partir de las masas iniciales de los óxidos son:

$$\text{x mol V}_2\text{O}_5\,\frac{2\text{ mol V}}{1\text{ mol V}_2\text{O}_5}\,\frac{1\text{ mol V}_2\text{O}_3}{2\text{ mol V}}\,\frac{149{,}88\text{ g V}_2\text{O}_3}{1\text{ mol V}_2\text{O}_3} = 149{,}88\text{ x g V}_2\text{O}_3$$

$$\text{y mol VO}_2\,\frac{1\text{ mol V}}{1\text{ mol VO}_2}\,\frac{1\text{ mol V}_2\text{O}_3}{2\text{ mol V}}\,\frac{149{,}88\text{ g V}_2\text{O}_3}{1\text{ mol V}_2\text{O}_3} = 74{,}94\text{ y g V}_2\text{O}_3$$

A partir de los valores anteriores se puede plantear la siguiente ecuación:

$$(149{,}88\text{ x} + 74{,}94\text{ y})\text{ g V}_2\text{O}_3 = 2{,}248\text{ g V}_2\text{O}_3$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

x = y = 0,01 mol

Las masas de óxidos de la mezcla inicial son:

$$0{,}01\text{ mol V}_2\text{O}_5\,\frac{181{,}88\text{ g V}_2\text{O}_5}{1\text{ mol V}_2\text{O}_5} = 1{,}8188\text{ g V}_2\text{O}_5$$

$$0{,}01\text{ mol VO}_2\,\frac{82{,}94\text{ g VO}_2}{1\text{ mol VO}_2} = 0{,}8294\text{ g VO}_2$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{1{,}8188\text{ g V}_2\text{O}_5}{2{,}6482\text{ g mezcla}}100 = \mathbf{68{,}68\%\ V_2O_5} \qquad \frac{0{,}8294\text{ g VO}_2}{2{,}6482\text{ g mezcla}}100 = \mathbf{31{,}32\%\ VO_2}$$

1.30. De Sainte-Marie-aux-Mines, localidad francesa, situada en la región de Alsacia, junto a la frontera alemana, famosa por sus yacimientos mineros, ricos en minerales de cobre y plata, se ha extraído un mineral argentífero que contiene un 12,46% de cloruro de plata, del que se obtiene este metal con un rendimiento en el proceso metalúrgico del 90,4%. La plata obtenida se transforma en una aleación de plata cuya ley es de 916 g de Ag / 1000 g de aleación. Calcular la cantidad de aleación que podrá obtenerse a partir de 2750 kg de mineral.

(Murcia 2006)

La masa de AgCl contenida en el mineral es:

$$2750\text{ kg mineral}\,\frac{10^3\text{ g mineral}}{1\text{ kg mineral}}\,\frac{12{,}46\text{ g AgCl}}{100\text{ g mineral}} = 3{,}43{\cdot}10^5\text{ g AgCl}$$

La masa de Ag que se puede extraer del AgCl es:

$$3{,}43\cdot10^5\ \text{g AgCl}\frac{1\ \text{mol AgCl}}{143{,}4\ \text{g AgCl}}\frac{1\ \text{mol Ag}}{1\ \text{mol AgCl}}\frac{107{,}9\ \text{g Ag}}{1\ \text{mol Ag}} = 2{,}58\cdot10^5\ \text{g Ag}$$

La masa de Ag teniendo en cuenta el rendimiento es:

$$2{,}58\cdot10^5\ \text{g Ag}\frac{90{,}4\ \text{g Ag (reales)}}{100\ \text{g Ag (teóricos)}} = 2{,}33\cdot10^5\ \text{g Ag}$$

La masa de aleación que se puede fabricar con la Ag obtenida es:

$$2{,}33\cdot10^5\ \text{g Ag}\frac{1000\ \text{g aleación}}{916\ \text{g Ag}}\frac{1\ \text{kg aleación}}{1000\ \text{g aleación}} = \mathbf{254{,}4\ kg\ aleación}$$

1.31. Cierto compuesto orgánico sólo contiene C, H y O, y cuando se produce la combustión de 10 g del mismo, se obtienen 8,18 g de agua y 11,4 L de dióxido de carbono medidos a la presión de 740 mmHg y 25°C. Además se sabe que 9,2 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 14911 mL medidos a la presión de 250 mmHg y 300°C.
a) Determina las fórmulas empírica y molecular de este compuesto.
b) Formula y nombra dos compuestos orgánicos compatibles con la fórmula molecular obtenida.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})
(Preselección C. Valenciana 2006)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso existe comportamiento ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{9{,}2\ \text{g}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (300+273)\ \text{K}}{250\ \text{mmHg}\ \cdot 14911\ \text{mL}}\ \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}\ \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 88{,}1\ \text{g·mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 es:

$$n = \frac{740\ \text{mmHg}\ \cdot 11{,}4\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 0{,}454\ \text{mol CO}_2$$

$$\frac{0{,}454\ \text{mol CO}_2}{10\ \text{g X}}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2}\ \frac{88{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{8{,}18\ \text{g H}_2\text{O}}{10\ \text{g X}}\ \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18\ \text{g H}_2\text{O}}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}}\ \frac{88{,}1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 8\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{88{,}1\ \text{g X} - \left[4\ \text{mol C}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right] - \left[8\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right]}{1\ \text{mol X}}\ \text{g O}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 2\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_4H_8O_2}$ y simplificándola, se obtiene su fórmula empírica o sencilla $(\mathbf{C_2H_4O})_\mathbf{n}$.

b) Los compuestos con esa fórmula molecular presentan una insaturación (doble enlace) ya que, el hidrocarburo saturado de cuatro carbonos tendría por fórmula molecular C_4H_{10}. Podría tratarse, entre otros, de un ácido carboxílico o bien de un éster, por lo que dos compuestos compatibles con esa fórmula podrían ser:

$$\mathbf{CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}COOH \longrightarrow \text{ácido butanoico}}$$

$$\mathbf{CH_3{-}COO{-}CH_2{-}CH_3 \longrightarrow \text{acetato de etilo}}$$

1.32. Calcula cuánto aumentará la masa de 3,5 g de Na_2SO_4 si se convierte completamente en $Na_2SO_4{\cdot}10\ H_2O$.

(C. Valenciana 2006) (O.Q.N. Castellón 2008)

Relacionando sustancia anhidra con sustancia hidratada:

$$3{,}5\ \text{g}\ Na_2SO_4\ \frac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4}{142\ \text{g}\ Na_2SO_4}\ \frac{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4{\cdot}10\ H_2O}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4} = 0{,}025\ \text{mol}\ Na_2SO_4{\cdot}10\ H_2O$$

$$0{,}025\ \text{mol}\ Na_2SO_4{\cdot}10\ H_2O\ \frac{322\ \text{g}\ Na_2SO_4{\cdot}10\ H_2O}{1\ \text{mol}\ Na_2SO_4{\cdot}10\ H_2O} = 8{,}0\ \text{g}\ Na_2SO_4{\cdot}10\ H_2O$$

El aumento de masa que se registra es:

$$\Delta m = (8{,}0\ \text{g}\ Na_2SO_4{\cdot}10\ H_2O) - (3{,}5\ \text{g}\ Na_2SO_4) = \mathbf{4{,}5\ g\ H_2O}$$

1.33. Las proteínas se encargan de la formación y mantenimiento de la maquinaria estructural y catalítica de la célula viva. Si se consumen más proteínas de las necesarias, los aminoácidos en exceso experimentan la desaminación (pierden los grupos amino), los residuos libres de nitrógeno se utilizan para completar los depósitos de grasas e hidratos de carbono y el nitrógeno se elimina, a través de la orina, en forma de amoníaco, urea y ácido úrico. En estas operaciones el hígado desarrolla un papel fundamental.
La mayoría de los animales acuáticos, incluyendo muchos peces, pero no todos, excretan simplemente amoníaco, sin transformarlo. En los anfibios y en los mamíferos encontramos preferentemente urea, y en los reptiles y aves, ácido úrico.
Suponiendo que en un ser vivo se produce la desaminación de 2 g diarios de ácido glutámico ($C_5H_9NO_4$) y que el 5% del nitrógeno total se transforma en amoníaco (NH_3), el 60% en urea (CH_4N_2O) y el 5% en ácido úrico ($C_5H_4N_4O_3$). Calcula la cantidad máxima de estos tres componentes, expresada en mg, presente en la orina diaria.

(C. Valenciana 2006)

La masa de nitrógeno contenida en los 2 g de ácido glutámico ($C_5H_9NO_4$) es:

$$2\ \text{g}\ C_5H_9NO_4\ \frac{1\ \text{mol}\ C_5H_9NO_4}{147\ \text{g}\ C_5H_9NO_4}\ \frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol}\ C_5H_9NO_4}\ \frac{10^3\ \text{mmol N}}{1\ \text{mol N}} = 13{,}6\ \text{mmol N}$$

▪ Si el 5% del nitrógeno total se convierte en amoníaco (NH_3):

$$13{,}6\ \text{mmol N}\ \frac{5\ \text{mmol N (transf)}}{100\ \text{mmol N (total)}}\ \frac{1\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mmol N}}\ \frac{17\ \text{mg}\ NH_3}{1\ \text{mmol}\ NH_3} = \mathbf{12\ mg\ NH_3}$$

▪ Si el 60% del nitrógeno total se convierte en urea (CH_4N_2O)

$$13{,}6\ \text{mmol N}\ \frac{60\ \text{mmol N (transf)}}{100\ \text{mmol N (total)}}\ \frac{1\ \text{mmol } CH_4N_2O}{2\ \text{mmol N}}\ \frac{60\ \text{mg } CH_4N_2O}{1\ \text{mmol } CH_4N_2O} = \mathbf{245\ mg\ CH_4N_2O}$$

▪ Si el 5% del nitrógeno total se convierte en ácido úrico ($C_5H_4N_4O_3$):

$$13{,}6\ \text{mmol N}\ \frac{5\ \text{mmol N (transf)}}{100\ \text{mmol N (total)}}\ \frac{1\ \text{mmol } C_5H_4N_4O_3}{4\ \text{mmol N}}\ \frac{168\ \text{mg } C_5H_4N_4O_3}{1\ \text{mmol } C_5H_4N_4O_3} = \mathbf{29\ mg\ C_5H_4N_4O_3}$$

1.34. El volumen molar (cm^3/mol) de la plata sólida es 10,3. Sabiendo que sólo un 74% del volumen total de un trozo de plata metálica está ocupado por átomos de plata (suponiendo que el resto es espacio vacío que queda entre los átomos), calcula el radio de un átomo de plata.

(Datos. 1 Å = 10^{-10} m; V_{esfera} = 4/3 πR^3; L = $6{,}022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(Canarias 2007)

A partir del volumen molar se puede obtener el volumen que ocupa un átomo de plata:

$$10\ \frac{cm^3}{mol}\ \frac{1\ mol}{6{,}022\cdot10^{23}\ \text{átomos}} = 1{,}71\cdot10^{-23}\ \frac{cm^3}{\text{átomo}}$$

Como los átomos de plata solo aprovechan el 74% del espacio de la red cristalina, el volumen efectivo que ocupa un átomo de plata es:

$$1{,}71\cdot10^{-23}\ \frac{cm^3}{\text{átomo}}\ \frac{74\ cm^3\ \text{(efectivos)}}{100\ cm^3\ \text{(totales)}} = 1{,}27\cdot10^{-23}\ \frac{cm^3}{\text{átomo}}$$

Si se considera que los átomos de plata son esféricos, el radio de los mismos es:

$$R = \sqrt[3]{\frac{3V}{4\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3\cdot 1{,}27\cdot10^{-23}\ cm^3}{4\pi}} = 1{,}45\cdot10^{-8}\ cm\ \frac{1\ m}{100\ cm}\ \frac{1\ \text{Å}}{10^{-10}\ m} = \mathbf{1{,}45\ \text{Å}}$$

1.35. La combustión completa de 3 g de un alcohol produce 7,135 g de CO_2 y 3,65 g de H_2O. Se sabe que dicho alcohol posee un átomo de carbono asimétrico (carbono quiral) y que en estado gaseoso 3 g del mismo ocupan 1,075 L a 25°C y 700 mm de Hg. Determinar su fórmula molecular y su fórmula estructural.

(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 atm = 760 mm Hg)

(Canarias 2007)

Suponiendo que en estado gaseoso el alcohol se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{3\ g\ (0{,}082\ atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1})\ (25+273)\ K}{700\ mmHg\cdot 1{,}075\ L}\ \frac{760\ mmHg}{1\ atm} = 74\ g\cdot mol^{-1}$$

▪ El C contenido en el alcohol ROH se determina en forma de CO_2:

$$\frac{7{,}135\ g\ CO_2}{3\ g\ ROH}\ \frac{1\ mol\ CO_2}{44\ g\ CO_2}\ \frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CO_2}\ \frac{74\ g\ ROH}{1\ mol\ ROH} = 4\ \frac{mol\ C}{mol\ ROH}$$

▪ El H contenido en el alcohol ROH se determina en forma de H_2O:

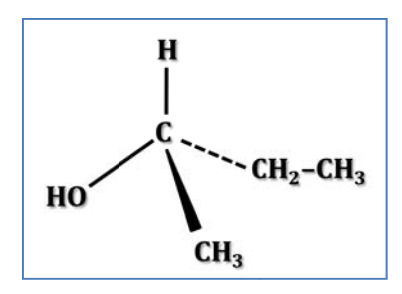
$$\frac{3{,}65\ \text{g}\ H_2O}{3\ \text{g ROH}}\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\frac{74\ \text{g ROH}}{1\ \text{mol ROH}}=10\frac{\text{mol H}}{\text{mol ROH}}$$

▪ El O contenido en el alcohol ROH se determina por diferencia:

$$\frac{74\ \text{g X}-\left[4\ \text{mol C}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right]-\left[10\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right]}{1\ \text{mol ROH}}\ \text{g O}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}}=1\frac{\text{mol O}}{\text{mol ROH}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_4H_{10}O}$.

A la vista de la fórmula molecular, se trata de un alcohol saturado de 4 carbonos, uno de los cuales es un carbono asimétrico, es decir, que tiene cuatro sustituyentes diferentes. Esa fórmula se corresponde con el **2-butanol**, cuya fórmual estructural es:



1.36. Al quemar completamente 2,16 g de una cetona saturada se obtiene 2,7 litros en condiciones normales de CO_2.
a) Calcule el peso molecular de la cetona.
b) Indique cuál es su fórmula desarrollada y nómbrela.
c) Justifique si tiene isómeros y en caso afirmativo, formúlelos y nómbrelos.

(Galicia 2007)

La fórmula empírica de una cetona saturada es $C_nH_{2n}O$. Al quemar un compuesto carbonílico se produce siempre CO_2 y H_2O, de acuerdo con la reacción:

$$C_nH_{2n}O + O_2 \longrightarrow n\ CO_2 + n\ H_2O$$

Por lo que, 1 mol de $C_nH_{2n}O$ produce **n** moles de CO_2.

Teniendo en cuenta que 1 mol de gas en condiciones normales ocupa 22,4 L, entonces el volumen de CO_2 producido será de **n**·22,4 L. Considerando, además la masa molecular de la cetona:

$$C_nH_{2n}O = 12·n + 2·n + 16 = (14·n + 16)\ \text{g/mol}$$

Relacionando CO_2 con la cetona:

$$2{,}7\ \text{L}\ CO_2\frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{22{,}4\ \text{L}\ CO_2}\frac{1\ \text{mol}\ C_nH_{2n}O}{n\ \text{mol}\ CO_2}\frac{(14n+16)\ \text{g}\ C_nH_{2n}O}{1\ \text{mol}\ C_nH_{2n}O}=2{,}16\ \text{g}\ C_nH_{2n}O$$

Se obtiene n = 4, por tanto el peso molecular de la cetona es M = 14·4 + 16 = **72**

Se trata de la **butanona** cuya fórmula es $\mathbf{CH_3–CO–CH_2–CH_3}$.

No tiene isómeros de cadena, ni de posición, ni ópticos, pero sí tiene **2 isómeros de función** que son:

$\mathbf{CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CHO}$	$\mathbf{CH_3{-}CH(CH_3){-}CHO}$
butanal	**2-metilpropanal**

1.37. En un tiempo, los bifenilos policlorados (PCB) fueron ampliamente usados en la industria química, pero se encontró que representaban un riesgo para la salud y el medio ambiente. Los PCB contienen solamente carbono, hidrógeno y cloro. El Aroclor-1254 es un PCB con una masa molar de 360,88 g·mol^{-1}. La combustión de 1,5200 g de Aroclor-1254 produce 2,2240 g de CO_2 (g) mientras que la combustión de 2,5300 g produce 0,2530 g de H_2O.
a) Calcula cuántos átomos de cloro contiene una molécula de Aroclor-1254.
b) Escribe la fórmula empírica del compuesto.
c) Calcula el porcentaje en peso de cloro que contiene el compuesto.
d) Dibuja la estructura molecular del compuesto.

(Preselección C. Valenciana 2007)

a-b) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del Aroclor y simplificando esta obtener la fórmula empírica.

- El C contenido en el Aroclor se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}2240 \text{ g } CO_2}{1{,}5200 \text{ g Aroclor}} \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} \frac{360{,}88 \text{ g Aroclor}}{1 \text{ mol Aroclor}} = 12 \frac{\text{mol C}}{\text{mol Aroclor}}$$

- El H contenido en el Aroclor se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}2530 \text{ g } H_2O}{2{,}5300 \text{ g Aroclor}} \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} \frac{360{,}88 \text{ g Aroclor}}{1 \text{ mol Aroclor}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol Aroclor}}$$

- El Cl contenido en el Aroclor se determina por diferencia.

$$\frac{360{,}88 \text{ g Aroclor} - \left[12 \text{ mol C} \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right] - \left[4 \text{ mol H} \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right]}{1 \text{ mol Aroclor}} \text{ g Cl} \frac{1 \text{ mol Cl}}{35{,}5 \text{ g Cl}} = 6 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Aroclor}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_{12}H_4O_6}$, por lo que cada molécula de Aroclor-1254 contiene **6 átomos de cloro**.

Simplificando la anterior, se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $\mathbf{(C_6H_2O_3)_n}$.

c) El porcentaje de cloro en el Aroclor-1254 es:

$$\frac{6 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Aroclor}} \frac{35{,}5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \frac{1 \text{ mol Aroclor}}{360{,}88 \text{ g Aroclor}} 100 = \mathbf{59\% \ Cl}$$

d) La estructura molecular del compuesto podría ser:

a la que corresponde el nombre

2,2’,4,4’,5,5’-hexacloro-1,1’-bifenilo (PCB)

1.38. Un compuesto orgánico está constituido por carbono, hidrógeno y oxígeno. Si se queman totalmente 2,9 g de dicho compuesto se obtienen 6,6 g de CO_2 y 2,7 g de H_2O. Se pide:
a) Hallar la fórmula empírica y molecular del compuesto sabiendo que los 2,9 g ocupan un volumen de 1,2 L a 1 atm y 25°C.
b) Indica y nombra cuatro posibles fórmulas estructurales que correspondan al compuesto desconocido.
c) Sabiendo que la oxidación del compuesto desconocido da un ácido carboxílico y por reducción da un determinado alcohol, determina cuál es dicho compuesto.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Canarias 2008)

a) Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Suponiendo que en estado gaseoso existe comportamiento ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M=\frac{2{,}9\text{ g }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\text{ K}}{1\text{ atm ·}1{,}2\text{ L}}=59{,}1\text{ g·mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{6{,}6\text{ g }CO_2}{2{,}9\text{ g X}}\ \frac{1\text{ mol }CO_2}{44\text{ g }CO_2}\ \frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\ \frac{59{,}1\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=3\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{2{,}7\text{ g }H_2O}{2{,}9\text{ g X}}\ \frac{1\text{ mol }H_2O}{18\text{ g }H_2O}\ \frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_2O}\ \frac{59{,}1\text{ g X}}{1\text{ mol X}}=6\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{59{,}1\text{ g X}-\left[3\text{ mol C}\ \frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right]-\left[6\text{ mol H}\ \frac{1\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\right]}{1\text{ mol X}}\text{ g O}\ \frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}}=1\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_3H_6O}$. Como no se puede simplificar, la fórmula empírica es la misma.

b) De acuerdo con la fórmula general de los hidrocarburos saturados, C_nH_{2n+2}, la fórmula general de los alcoholes saturados será $C_nH_{2n+2}O$, ya que un átomo de H se sustituye por un grupo OH. Para n = 3, la fórmula debería ser C_3H_8O, como se observa una diferencia de dos átomos de H entre la fórmula molecular obtenida y la del alcohol saturado, quiere decir que existe un doble enlace en la estructura, luego compuestos posibles podrían ser, entre otros, de un aldehído o de una cetona, de un alcohol o de un éter insaturados. Las fórmulas estructurales de cuatro compuestos compatibles con esa fórmula son:

Propanal o propionaldehído

Acetona o propanona

1-Propen-1-ol **Metoxieteno**

c) Como por reducción del compuesto X se obtiene un alcohol, el compuesto X debe ser un aldehído o una cetona; pero si al oxidarlo se obtiene un ácido carboxílico debe tratarse de un aldehído, ya que la función oxigenada debe encontrase en un átomo de carbono primario. Por lo tanto:

- **Compuesto X → Propanal**
- **Alcohol procedente de la reducción de X → 1-Propanol**
- **Ácido procedente de la oxidación de X → Propanoico**

1.39. El mentol es un alcohol secundario saturado, que se encuentra en los aceites de menta; se emplea en medicina y en algunos cigarrillos porque posee un efecto refrescante sobre las mucosas. Una muestra de 100,5 mg se quema produciendo 282,9 mg de CO_2 y 115,9 mg de H_2O; en un experimento distinto se ha determinado el peso molecular del mentol resultando ser de 156 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del mentol?

(Murcia 2008)

- El C contenido en el mentol se determina en forma de CO_2:

$$\frac{282{,}9\ \text{mg}\ CO_2}{100{,}5\ \text{mg mentol}}\ \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{44\ \text{mg}\ CO_2}\ \frac{1\ \text{mmol C}}{1\ \text{mmol}\ CO_2}\ \frac{156\ \text{mg mentol}}{1\ \text{mmol mentol}} = 10\ \frac{\text{mmol C}}{\text{mmol mentol}}$$

- El H contenido en el mentol se determina en forma de H_2O:

$$\frac{115{,}9\ \text{mg}\ H_2O}{100{,}5\ \text{mg mentol}}\ \frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{18\ \text{mg}\ H_2O}\ \frac{2\ \text{mmol H}}{1\ \text{mmol}\ H_2O}\ \frac{156\ \text{mg mentol}}{1\ \text{mmol mentol}} = 20\ \frac{\text{mmol H}}{\text{mmol mentol}}$$

- El O contenido en el mentol se determina por diferencia:

$$\frac{156\ \text{mg mentol} - \left[10\ \text{mmol C}\ \frac{12\ \text{mg C}}{1\ \text{mmol C}}\right] - \left[20\ \text{mmol H}\ \frac{1\ \text{mg H}}{1\ \text{mmol H}}\right]}{1\ \text{mmol mentol}} = \frac{16\ \text{mg O}}{\text{mmol mentol}}$$

$$\frac{16\ \text{mg O}}{\text{mmol mentol}}\ \frac{1\ \text{mmol O}}{16\ \text{mg O}} = 1\ \frac{\text{mmol O}}{\text{mmol mentol}}$$

La fórmula molecular o verdadera del mentol es $\mathbf{C_{10}H_{20}O}$.

1.40. La combustión de 0,216 g de un compuesto formado por C, H y O produce 0,412 g de CO_2 y 0,253 g de H_2O.
a) Obtén la fórmula empírica de este compuesto.
b) Escribe la fórmula estructural, y su correspondiente nombre químico, de dos posibles isómeros del compuesto.
c) Indica, en cada uno de los isómeros, la hibridación de los orbitales de los átomos de C y O.
d) Escribe la ecuación de combustión del compuesto.

(Galicia 2008)

a) El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2:

$$0{,}412\ \text{g}\ CO_2\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \text{g}\ CO_2}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 9{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol C}$$

El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$0{,}253\ \text{g}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 2{,}81{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H}$$

El O contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$0{,}216\ \text{g X} - \left[9{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol C}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right] - \left[2{,}81{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right] = 0{,}076\ \text{g O}$$

$$0{,}076\ \text{g O}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 4{,}72{\cdot}10^{-3}\text{mol O}$$

Relacionando todas las cantidades con la menor se obtiene la fórmula empírica:

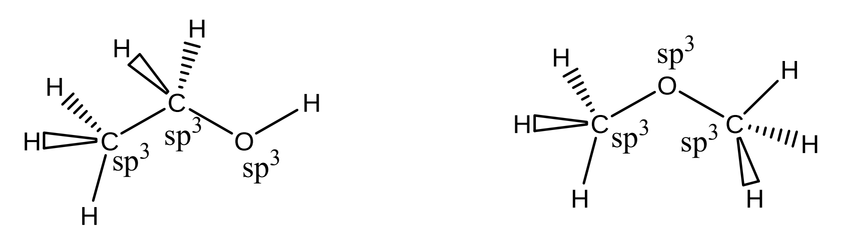
$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{9{,}36{\cdot}10^{-3}\ \text{mol C}}{4{,}72{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}} = 2\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \\ \dfrac{2{,}81{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H}}{4{,}72{\cdot}10^{-3}\ \text{mol O}} = 6\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array}\right\} \longrightarrow \quad \text{fórmula empírica: } \mathbf{C_2H_6O}$$

b) La fórmula estructural de dos isómeros es:

```
    H   H                  H           H
    |   |                  |           |
H — C — C — OH         H — C — O — C — H
    |   |                  |           |
    H   H                  H           H
```

Alcohol etílico o etanol **Dimetiléter o metoximetano**

c) En los dos isómeros los átomos de C y O participan en enlaces sencillos, por lo tanto, el modelo de hibridación que permite explicar las propiedades de ambos compuestos tendrá que ser: **hibridación sp^3**, en todos los casos.



d) La ecuación química correspondiente a la reacción de combustión del compuesto es:

$$\mathbf{C_2H_6O\ (l) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l)}$$

1.41. El laboratorio de control de calidad de cierta industria química efectúa análisis de materias primas que se utilizan en la fabricación de sus productos. Al analizar cierto compuesto orgánico que sólo contiene C e H, se determinó que en la combustión de una muestra de 0,6543 g se producían 2,130 g de dióxido de carbono y 0,6538 g de agua. Además se sabe que 0,540 g de dicho compuesto ocupan un volumen de 299,9 mL medidos a la presión de 640 mmHg y 35°C. Determina las fórmulas empírica y molecular de este compuesto.

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Preselección C. Valenciana 2008)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Considerando que este se comporta de forma ideal se puede calcular la masa molar del mismo:

$$M = \frac{0{,}540\ \text{g}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (35+273)}{640\ \text{mmHg} \cdot 299{,}9\ \text{mL}} \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} \frac{10^3\ \text{mL}}{1\ \text{L}} = 54\ \text{g·mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{2{,}130\ \text{g CO}_2}{0{,}6543\ \text{g X}} \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44\ \text{g CO}_2} \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol CO}_2} \frac{54\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O.

$$\frac{0{,}6538\ \text{g H}_2\text{O}}{0{,}6543\ \text{g X}} \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18\ \text{g H}_2\text{O}} \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} \frac{54\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del compuesto X es $\mathbf{C_4H_6}$. Simplificándola, se obtiene la fórmula empírica, $\mathbf{(C_2H_3)_n}$.

1.42. Una arcilla típica de Moró utilizada en la fabricación de baldosas de pasta roja tiene la siguiente composición:

Sustancia	SiO_2	Al_2O_3	Fe_2O_3	*Otras*
% en peso	*68,2*	*19,2*	*7,7*	*4,9*

Calcula el % en peso de Si, Al y Fe que contiene la arcilla.

(C. Valenciana 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de arcilla, los porcentajes de cada uno de los elementos seleccionados son:

$$\frac{68{,}2\ \text{g SiO}_2}{100\ \text{g arcilla}} \frac{1\ \text{mol SiO}_2}{60\ \text{g SiO}_2} \frac{1\ \text{mol Si}}{1\ \text{mol SiO}_2} \frac{28\ \text{g Si}}{1\ \text{mol Si}} 100 = \mathbf{31{,}8\ \%\ Si}$$

$$\frac{19{,}2\ \text{g Al}_2\text{O}_3}{100\ \text{g arcilla}} \frac{1\ \text{mol Al}_2\text{O}_3}{102\ \text{g Al}_2\text{O}_3} \frac{2\ \text{mol Al}}{1\ \text{mol Al}_2\text{O}_3} \frac{27\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} 100 = \mathbf{10{,}2\ \%\ Al}$$

$$\frac{7{,}7\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{100\ \text{g arcilla}} \frac{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3}{159{,}8\ \text{g Fe}_2\text{O}_3} \frac{2\ \text{mol Fe}}{1\ \text{mol Fe}_2\text{O}_3} \frac{55{,}9\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} 100 = \mathbf{5{,}4\ \%\ Fe}$$

1.43. Si se emplean cubiertos de plata, no se deben comer con ellos huevos revueltos o pasados por agua, porque lo normal es que se ennegrezcan, al formarse sulfuro de plata, por reacción de aquella con el azufre de los aminoácidos característicos de las proteínas del huevo. Al limpiarlos, se va el sulfuro de plata, y con ello, aunque no lo creas, varios millones de átomos de plata. Si un tenedor de 80 gramos de peso, con un porcentaje de plata del 85%, después de una buena dieta a base huevos, ha combinado el 0,5% de su plata en forma de sulfuro. Calcule:
a) El número aproximado de átomos de plata que se perderán en la limpieza del tenedor.
b) Si la plata en orfebrería tiene un precio aproximado de 10 € por gramo, ¿qué coste, sin considerar los detergentes empleados, supondrá esa limpieza?

(Murcia 2009)

a) La masa de plata que pierde el tenedor es:

$$80\text{ g tenedor}\frac{85\text{ g Ag}}{100\text{ g tenedor}}\ \frac{0{,}5\text{ g Ag (combinada)}}{100\text{ g Ag (total)}}=0{,}34\text{ g Ag}$$

El número de átomos de plata es:

$$0{,}34\text{ g Ag}\frac{1\text{ mol Ag}}{107{,}9\text{ g Ag}}\ \frac{6{,}022\cdot10^{23}\text{ átomos Ag}}{1\text{ mol Ag}}=\mathbf{1{,}9\cdot10^{21}\ \text{átomos Ag}}$$

b) El coste en plata del lavado del tenedor es:

$$0{,}34\text{ g Ag}\frac{10\text{ €}}{1\text{ g Ag}}=\mathbf{3{,}4\ €}$$

1.44. Una mezcla de NaBr y Na_2SO_4 contiene un 29,96% de Na en masa. Calcula:
a) El porcentaje en masa de cada compuesto en la mezcla.
b) El porcentaje en masa de sodio de cada compuesto.

(Córdoba 2009)

a) Para determinar la composición de la mezcla se plantean las siguientes ecuaciones:

$$x\text{ g NaBr}+y\text{ g Na}_2\text{SO}_4=100\text{ g mezcla}$$

$$x\text{ g NaBr}\frac{1\text{ mol NaBr}}{102{,}9\text{ g NaBr}}\ \frac{1\text{ mol Na}}{1\text{ mol NaBr}}+$$

$$+\ y\text{ g Na}_2\text{SO}_4\frac{1\text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{132\text{ g Na}_2\text{SO}_4}\ \frac{2\text{ mol Na}}{1\text{ mol Na}_2\text{SO}_4}=29{,}96\text{ g Na}\frac{1\text{ mol Na}}{23\text{ g Na}}$$

Como se parte de 100 g de mezcla el resultado proporciona la composición expresada como porcentaje en masa:

x = **39,1% NaBr** y = **60,9%** $\mathbf{Na_2SO_4}$

b) El porcentaje de Na cada compuesto es:

$$\frac{1\text{ mol Na}}{1\text{ mol AgBr}}\ \frac{23\text{ g Na}}{1\text{ mol Na}}\ \frac{1\text{ mol NaBr}}{102{,}9\text{ g NaBr}}\ 100=\mathbf{22{,}4\%\ Na}$$

$$\frac{2\text{ mol Na}}{1\text{ mol Na}_2\text{SO}_4}\ \frac{23\text{ g Na}}{1\text{ mol Na}}\ \frac{1\text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{132\text{ mol Na}_2\text{SO}_4}\ 100=\mathbf{34{,}8\%\ Na}$$

1.45. Cierto compuesto orgánico presenta la siguiente composición centesimal (en masa): C = 62,1%; H = 10,3% y O = 27,6%. Además, a 100°C y 1 atm el compuesto se encuentra en fase gaseosa y tiene una densidad de 1,9 g/L. Determina su fórmula molecular.

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Preselección C. Valenciana 2009)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso éste se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{(1,9\ \text{g}\cdot\text{L}^{-1})\ (0,082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (100+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 58,1\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de la sustancia X:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{62,1\ \text{g C}}{100\ \text{g X}}\dfrac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}}\dfrac{58,1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 3\dfrac{\text{mol C}}{\text{mol X}}\\[2ex] \dfrac{10,3\ \text{g H}}{100\ \text{g X}}\dfrac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}}\dfrac{58,1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 6\dfrac{\text{mol H}}{\text{mol X}}\\[2ex] \dfrac{27,6\ \text{g O}}{100\ \text{g X}}\dfrac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}}\dfrac{58,1\ \text{g X}}{1\ \text{mol X}} = 1\dfrac{\text{mol O}}{\text{mol X}}\end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{C_3H_6O}$$

1.46. Se indican a continuación las masas atómicas relativas y la composición isotópica del magnesio y antimonio:

^{24}Mg = 23,9850 (78,60%) ^{26}Mg = 25,9826 (11,29%) ^{25}Mg = 24,9858 (10,11%)

^{123}Sb = 122,9042 (42,75%) ^{121}Sb = 120,9038 (57,25%)

Con estos datos calcula la masa molecular del Mg_3Sb_2.

(C. Valenciana 2009) (C. Valenciana 2011)

Las masas atómicas medias de los elementos Mg y Sb son, respectivamente:

$$\frac{\left[78,60\ \text{at}\ ^{24}\text{Mg}\dfrac{23,9850\ \text{u}}{\text{at}\ ^{24}\text{Mg}}\right]+\left[10,11\ \text{at}\ ^{25}\text{Mg}\dfrac{24,9858\ \text{u}}{\text{at}\ ^{24}\text{Mg}}\right]+\left[11,29\ \text{at}\ ^{26}\text{Mg}\dfrac{25,9826\ \text{u}}{\text{at}\ ^{24}\text{Mg}}\right]}{100\ \text{at Mg}} = 24,31\ \text{u}$$

$$\frac{\left[57,25\ \text{at}\ ^{121}\text{Sb}\dfrac{120,9038\ \text{u}}{\text{at}\ ^{121}\text{Sb}}\right]+\left[42,75\ \text{at}\ ^{123}\text{Sb}\dfrac{122,9042\ \text{u}}{\text{at}\ ^{123}\text{Sb}}\right]}{100\ \text{at Sb}} = 121,76\ \text{u}$$

La masa molecular del Mg_3Sb_2 es:

$$3\ \text{at Mg}\frac{24,31\ \text{u}}{\text{at Mg}}+2\ \text{at Sb}\frac{121,76\ \text{u}}{\text{at Sb}} = \mathbf{316,45\ u}$$

1.47. Se tomó una muestra de 0,2394 g·de un nuevo fármaco contra la malaria y se sometió a una serie de reacciones en la que todo el nitrógeno del compuesto se transformó en nitrógeno gas. Recogido este gas ocupó un volumen de 19 mL a 24°C y 723 mmHg.
Cuando se quema una muestra de 6,478 g de este mismo fármaco se obtienen 17,57 g de CO_2 y 4,319 g de H_2O. Se sabe que el compuesto formado por C, N, H y O, y que la masa molar es de 324 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Murcia 2010)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X a partir de su masa molar.

- El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CO_2.

$$\frac{17{,}57\text{ g }CO_2}{6{,}478\text{ g X}}\frac{1\text{ mol }CO_2}{44\text{ g }CO_2}\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\frac{324\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 20\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O:

$$\frac{4{,}319\text{ g }H_2O}{6{,}478\text{ g X}}\frac{1\text{ mol }H_2O}{18\text{ g }H_2O}\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_2O}\frac{324\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 24\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- La cantidad, en moles, de N_2 obtenido es:

$$n = \frac{723\text{ mmHg}\cdot 19\text{ mL}}{(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (24+273)\text{ K}}\frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}\frac{1\text{ L}}{10^3\text{ mL}} = 7{,}4\cdot10^{-4}\text{ mol }N_2$$

$$\frac{7{,}4\cdot10^{-4}\text{ mol }N_2}{0{,}2394\text{ g X}}\frac{2\text{ mol N}}{1\text{ mol }N_2}\frac{324\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 2\frac{\text{mol N}}{\text{mol X}}$$

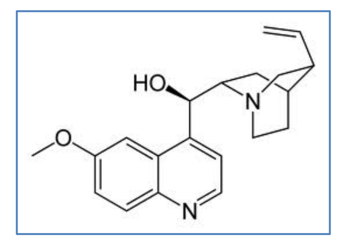
- El O contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{324\text{ g X} - \left[20\text{ mol C}\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right] - \left[24\text{ mol H}\frac{1\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\right] - \left[2\text{ mol N}\frac{14\text{ g N}}{1\text{ mol N}}\right]}{1\text{ mol X}} = 32\frac{\text{g O}}{\text{mol X}}$$

$$32\frac{\text{g O}}{\text{mol X}}\frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}} = 2\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_{20}H_{24}N_2O_2}$.

Se trata de la **quinina** cuya fórmula estructural es:



1.48. La reacción entre 50 g de aluminio en polvo y en exceso de bromo líquido produce 494 g de un compuesto. Deduzca:
a) El tipo de reacción y la masa de bromo en este compuesto.
b) La fórmula molecular del compuesto si su masa molar es de 534 g·mol^{-1}·.

(Baleares 2010)

a) La reacción entre Al (s) y Br_2 (l) debe ser de **oxidación-reducción**. En la misma, el Al se debe de oxidar a Al^{3+} y el Br se debe reducir a Br^{-}.

De acuerdo con la ley de *Lavoisier*, la masa de Br contenida en el compuesto es:

494 g compuesto – 50 g Al = **444 g Br**

b) Para obtener la fórmula molecular del compuesto:

$$\frac{50\ \text{g Al}}{494\ \text{g compuesto}}\ \frac{1\ \text{mol Al}}{27\ \text{g Al}}\ \frac{534\ \text{g compuesto}}{1\ \text{mol compuesto}} = 2\ \frac{\text{mol Al}}{\text{mol compuesto}}$$

$$\frac{444\ \text{g Br}}{494\ \text{g compuesto}}\ \frac{1\ \text{mol Br}}{80\ \text{g Br}}\ \frac{534\ \text{g compuesto}}{1\ \text{mol compuesto}} = 6\ \frac{\text{mol Br}}{\text{mol compuesto}}$$

La fórmula molecular del compuesto es $\mathbf{Al_2Br_6}$.

1.49. Se sabe que los elementos presentes en la vitamina C son C, H y O. En una experiencia analítica se realizó la combustión de 2,0 g de vitamina C, en presencia de la cantidad necesaria de oxígeno, y se obtuvieron 3,0 g de CO_2 y 0,816 g de H_2O.
a) Halla la fórmula empírica de la vitamina C.
b) Aunque no se dispone del dato de la masa molar de la vitamina C, se sabe que su valor está comprendido entre 150 y 200 g/mol. Determina su fórmula molecular.

(Preselección C. Valenciana 2010)

a) El C contenido en la vitamina C se determina en forma de CO_2:

$$3{,}0\ \text{g}\ CO_2\ \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \text{g}\ CO_2}\ \frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 6{,}82{\cdot}10^{-2}\ \text{mol C}$$

El H contenido en la vitamina C se determina en forma de H_2O:

$$0{,}816\ \text{g}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O} = 9{,}07{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H}$$

El O contenido en el compuesto se determina por diferencia:

$$2{,}0\ \text{g vit C} - \left[6{,}82{\cdot}10^{-2}\ \text{mol C}\ \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\right] - \left[9{,}07{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H}\ \frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}}\right] = 1{,}091\ \text{g O}$$

$$1{,}091\ \text{g O}\ \frac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 4{,}72{\cdot}10^{-2}\ \text{mol O}$$

Relacionando todas las cantidades con la menor se obtiene la fórmula empírica:

$$\left.\begin{array}{l}\dfrac{6{,}82{\cdot}10^{-2}\ \text{mol C}}{6{,}82{\cdot}10^{-2}\ \text{mol O}} = 1\ \dfrac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \rightarrow \dfrac{3\ \text{mol C}}{3\ \text{mol O}} \\[2ex] \dfrac{9{,}07{\cdot}10^{-2}\ \text{mol H}}{6{,}82{\cdot}10^{-2}\ \text{mol O}} = 1{,}33\ \dfrac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \rightarrow \dfrac{4\ \text{mol H}}{3\ \text{mol O}}\end{array}\right\} \longrightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{C_3H_4O_3}$$

b) La masa molar del compuesto más sencillo es:

$$M = 3\text{ mol C}\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}} + 4\text{ mol H}\frac{1\text{ g H}}{1\text{ mol H}} + 3\text{ mol O}\frac{16\text{ g O}}{1\text{ mol O}} = 88\text{ g·mol}^{-1}$$

Como la masa molar de la vitamina C debe estar comprendida entre 150 y 200, entonces la masa molar debe ser el doble del valor calculado, 176 $g·mol^{-1}$. Por tanto la fórmula molecular de la vitamina C es $\mathbf{C_6H_8O_6}$.

1.50. La sal de Epsom es un sulfato de magnesio con una determinada cantidad de agua de cristalización, $MgSO_4·x\ H_2O$. Cuando se deshidratan completamente 30 g de sal de Epsom, a temperatura adecuada, la pérdida de masa observada es de 15,347 g. Determina el valor de x.

(C. Valenciana 2010)

La relación molar entre H_2O y $MgSO_4$ es:

$$\frac{15{,}347\text{ g H}_2\text{O}}{(30-15{,}347)\text{ g MgSO}_4}\,\frac{1\text{ mol H}_2\text{O}}{18\text{ g H}_2\text{O}}\,\frac{120{,}3\text{ MgSO}_4}{1\text{ mol MgSO}_4} = \mathbf{7}\,\frac{\textbf{mol H}_2\textbf{O}}{\textbf{mol MgSO}_4}$$

El valor de x es 7.

1.51. A veces el método gravimétrico permite descubrir nuevos compuestos. Por ejemplo, la gravimetría del ácido bórico permite revelar la existencia de un compuesto X. Al calentar el ácido bórico se descompone en dos etapas acompañadas de disminución de masa del sólido. En la primera se produce el compuesto X y, por encima de 110°C el compuesto X se descompone a su vez:

$H_3BO_3\ (s) \longrightarrow X\ (s) + H_2O\ (g)$

$X\ (s) \longrightarrow B_2O_3\ (s) + H_2O\ (g)$ *(las ecuaciones no están ajustadas)*

Resultados de los experimentos:

T /°C	*40*	*110*	*250*
m / g	*6,2*	*4,4*	*3,5*

Calcule la fórmula empírica del compuesto X.

(C. Valenciana 2010)

Las masas de cada elemento contenidas en la muestra inicial de 6,2 g de H_3BO_3 son:

$$6{,}2\text{ g H}_3\text{BO}_3\,\frac{1\text{ mol H}_3\text{BO}_3}{61{,}8\text{ g H}_3\text{BO}_3}\,\frac{1\text{ mol B}}{1\text{ mol H}_3\text{BO}_3}\,\frac{10{,}8\text{ g B}}{1\text{ mol B}} = 1{,}08\text{ g B}$$

$$6{,}2\text{ g H}_3\text{BO}_3\,\frac{1\text{ mol H}_3\text{BO}_3}{61{,}8\text{ g H}_3\text{BO}_3}\,\frac{3\text{ mol H}}{1\text{ mol H}_3\text{BO}_3}\,\frac{1{,}0\text{ g H}}{1\text{ mol H}} = 0{,}30\text{ g H}$$

$$6{,}2\text{ g H}_3\text{BO}_3\,\frac{1\text{ mol H}_3\text{BO}_3}{61{,}8\text{ g H}_3\text{BO}_3}\,\frac{3\text{ mol O}}{1\text{ mol H}_3\text{BO}_3}\,\frac{16{,}0\text{ g O}}{1\text{ mol O}} = 4{,}82\text{ g O}$$

La masa de H_2O que se pierde en la primera reacción es:

$$6{,}2\text{ g H}_3\text{BO}_3 - 4{,}4\text{ g X} = 1{,}8\text{ g H}_2\text{O}$$

Las masas de hidrógeno y oxígeno contenidas en los 1,8 g de H_2O eliminada son:

$$1{,}8\ \text{g}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\ \frac{1{,}0\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 0{,}20\ \text{g H}$$

$$1{,}8\ \text{g}\ H_2O - 0{,}20\ \text{g H} = 1{,}60\ \text{g O}$$

De acuerdo con la ley de conservación de la masa, la sustancia X está constituida por las siguientes cantidades:

0,30 g H (inicial) – 0,20 g H (eliminado) = 0,10 g H (en X)

4,82 g O (inicial) – 1,60 g O (eliminado) = 3,22 g H (en X)

1,08 g B (inicial) – 0,00 g B (eliminado) = 1,08 g B (en X)

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de X:

$$\left.\begin{array}{l} 1{,}08\ \text{g B}\ \dfrac{1\ \text{mol B}}{10{,}8\ \text{g B}} = 0{,}10\ \text{mol B} \\[2ex] 0{,}10\ \text{g H}\ \dfrac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{g H}} = 0{,}10\ \text{mol H} \\[2ex] 3{,}22\ \text{g O}\ \dfrac{1\ \text{mol O}}{16\ \text{g O}} = 0{,}20\ \text{mol O} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{0{,}20\ \text{mol O}}{0{,}10\ \text{mol B}} = \dfrac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol B}} \\[2ex] \dfrac{0{,}10\ \text{mol H}}{0{,}10\ \text{mol B}} = \dfrac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{mol B}} \end{array}\right.$$

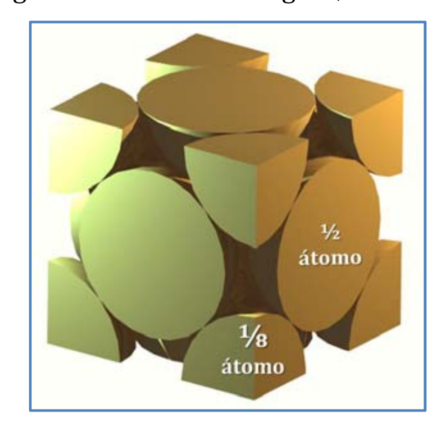
La fórmula empírica o sencilla que se obtiene para el compuesto X es $\mathbf{HBO_2}$.

1.52. El cobre cristaliza en una red cúbica centrada en las caras (o cúbica de empaquetamiento compacto) y su densidad es de 8,95 g/cm^3 a 20°C. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?

(Datos. Masa atómica relativa del oro = 63,55; Número de Avogadro, L = 6,022·10^{23} mol^{-1})

(C. Valenciana 2010)

Según se observa en la figura, una red cúbica centrada en las caras contiene 4 átomos:



$$\frac{8\ \text{átomos (vértices)}}{8} + \frac{6\ \text{átomos (caras)}}{2} = 4\ \text{átomos}$$

A partir de la densidad se puede obtener el volumen de la celdilla unidad:

$$\frac{1\ \text{cm}^3\ \text{Cu}}{8{,}95\ \text{g Cu}}\ \frac{63{,}55\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}}\ \frac{1\ \text{mol Cu}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{átomos}}\ \frac{4\ \text{átomos}}{\text{cubo}} = 4{,}72 \cdot 10^{-23}\ \frac{\text{cm}^3}{\text{cubo}}$$

A partir del volumen se puede obtener la arista del cubo a:

$$a = \sqrt[3]{4{,}72\cdot10^{-23}\ \text{cm}^3} = 3{,}61\cdot10^{-8}\ \text{cm}\,\frac{1\ \text{cm}}{10^7\ \text{nm}} = \mathbf{0{,}361\ nm}$$

1.53. Un compuesto de bario y oxígeno de fórmula desconocida se descompone térmicamente liberando 366 mL de oxígeno, medidos a 273,1 K y 1 atm de presión, y un residuo de 2,5 g de BaO puro. Indica la fórmula empírica del compuesto desconocido y su masa inicial.

(Baleares 2011)

La ecuación química correspondiente a la reacción del compuesto desconocido es:

$$Ba_xO_y\ (s) \longrightarrow BaO\ (s) + O_2\ (g)$$

El número de moles de átomos de oxígeno liberados es:

$$366\ \text{mL}\ O_2\,\frac{1\ \text{L}\ O_2}{10^3\ \text{mL}\ O_2}\,\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{22{,}4\ \text{L}\ O_2}\,\frac{2\ \text{mol O}}{1\ \text{mol}\ O_2} = 3{,}27\cdot10^{-2}\ \text{mol O}$$

El número de moles de átomos de bario que quedan en el residuo es:

$$2{,}5\ \text{g BaO}\,\frac{1\ \text{mol BaO}}{153{,}5\ \text{g BaO}}\,\frac{1\ \text{mol Ba}}{1\ \text{mol BaO}} = 1{,}63\cdot10^{-2}\ \text{mol Ba}$$

La relación molar entre ambos elementos es:

$$\frac{3{,}27\cdot10^{-2}\ \text{mol O}}{1{,}63\cdot10^{-2}\ \text{mol Ba}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol Ba}} \longrightarrow \text{Fórmula: } \mathbf{BaO_2}$$

De acuerdo con ley de conservación de la masa de *Lavoisier*, la masa de muestra inicial es:

$$2{,}5\ \text{g BaO} + 3{,}27\cdot10^{-2}\ \text{mol O}\,\frac{16\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}} = \mathbf{3{,}023\ g}$$

(Ha sido necesario corregir un dato del problema para evitar que saliera un resultado absurdo en la resolución).

1.54. La esmeralda es una piedra preciosa de color verde, variedad del mineral denominado berilo, cuya fórmula es $Be_3Al_2Si_6O_{18}$. Es muy valorada debido a su rareza, pues desde la antigüedad se descubrieron piedras preciosas de color verde como la malaquita, pero la esmeralda es la única cristalina. Su nombresignifica piedra verde y su verde es tan especial que en su honor, se le denomina verde esmeralda. El mayor productor de esmeraldas en el mundo es Colombia seguido por Brasil. Su color es más o menos intenso debido a la variación entre el número de átomos de berilio y aluminio.

Para una esmeralda de 10 quilates (1 quilate = 200 mg), calcular:

a) Los moles de átomos de berilio.

b) El total de átomos de oxígeno.

c) Porcentaje de aluminio y silicio.

d) Ordenar todos los elementos que forman la esmeralda, de acuerdo a su radio y electronegatividad.

(Murcia 2011)

El número de moles de esmeralda es:

$$10 \text{ quilates} \frac{200 \text{ mg}}{1 \text{ quilate}} \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} \frac{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537 \text{ g } Be_3Al_2Si_6O_{18}} = 3{,}7 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}$$

a) El número de moles de átomos de berilio en la muestra es:

$$3{,}7 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18} \frac{3 \text{ mol Be}}{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}} = \mathbf{1{,}1 \cdot 10^{-2} \text{ mol Be}}$$

b) El número de átomos de oxígeno en la muestra es:

$$3{,}7 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18} \frac{18 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}} = 6{,}7 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}$$

$$6{,}7 \cdot 10^{-2} \text{ mol O} \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomo O}}{1 \text{ mol O}} = \mathbf{4{,}0 \cdot 10^{22} \text{ átomo O}}$$

c) El porcentaje (en masa) de Al y Si en la esmeralda es:

$$\frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}} \frac{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537 \text{ g } Be_3Al_2Si_6O_{18}} \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} 100 = \mathbf{10{,}1\% \text{ Al}}$$

$$\frac{6 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}} \frac{1 \text{ mol } Be_3Al_2Si_6O_{18}}{537 \text{ g } Be_3Al_2Si_6O_{18}} \frac{28 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} 100 = \mathbf{31{,}3\% \text{ Si}}$$

d) Siendo elementos de diferentes periodos, Be y O (n = 2) y Al y Si (n =3), el factor determinante del tamaño es el número de capas electrónicas, por tanto, Al y Si tienen mayor tamaño que Be y O.

Respecto elementos de un mismo periodo, es la carga nuclear efectiva el factor determinante del tamaño. En un periodo, ésta es mayor en el elemento que tiene mayor número atómico lo que hace que la atracción nuclear sea mayor, por tanto, el tamaño será menor.

Atendiendo los criterios anteriores, el orden creciente de tamaños atómicos (pm) es:

O (73) < Be (112) < Si (117) < Al (143)

La electronegatividad, χ, mide la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones de su enlace con otros átomos. Su valor se puede calcular a partir de los valores de la energía de ionización, I, y de la afinidad electrónica, AE, de forma que aumenta al aumentar ambas propiedades.

La electronegatividad de un elemento es mayor cuanto menor es su radio atómico y cuanto mayor es su carga nuclear efectiva. Por tanto, la electronegatividad de un átomo en un:

- grupo: **disminuye** aumentar el valor del número cuántico principal n.

- periodo: **aumenta** al aumentar el valor del número atómico.

El orden creciente de electronegatividad (según *Pauling*) de los elementos dados es:

Be (1,57) < Al (1,61) < Si (1,90) < O (3,44)

1.55. Una amina primaria que contiene un carbono quiral, tiene la siguiente composición centesimal: 65,753% de C, 15,068% de H y 19,178% de N. Si se sabe que su masa molecular es menor de 100, determina la fórmula estructural de dicha amina y nómbrala.

(Canarias 2011)

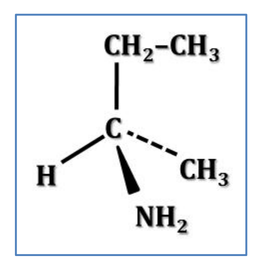
Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de la amina X:

$$\left.\begin{array}{l} 65{,}753 \text{ g C}\dfrac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 5{,}48 \text{ mol C} \\[2ex] 15{,}068 \text{ g H}\dfrac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 15{,}07 \text{ mol H} \\[2ex] 19{,}178 \text{ g N}\dfrac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} = 1{,}37 \text{ mol N} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} \dfrac{5{,}48 \text{ mol C}}{1{,}37 \text{ mol N}} = \dfrac{4 \text{ mol C}}{1 \text{ mol N}} \\[2ex] \dfrac{15{,}07 \text{ mol H}}{1{,}37 \text{ mol N}} = \dfrac{11 \text{ mol H}}{1 \text{ mol N}} \end{array}\right.$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene para la amina X es $\mathbf{(C_4H_{11}N)_n}$.

Como la masa molecular es menor que 100 y la masa de la fórmula más sencilla es 73, el valor de n debe ser 1, por tanto, la fórmula molecular de la amina es $\mathbf{C_4H_{11}N}$.

Teniendo en cuenta que posee un carbono quiral, su fórmula estructural y su nombre son:



1-metilpropilamina.

1.56. Se sabe que los elementos presentes en el limoneno C e H. A partir de 10 kg de limones se extrajeron 240 g de limoneno. En la combustión de 2,56 g de limoneno, con la cantidad necesaria de oxígeno, se obtuvieron 8,282 g de CO_2 y 2,711 g de H_2O.
a) Halla la fórmula empírica del limoneno.
b) Aunque no se dispone del dato de la masa molar del limoneno, se sabe que su valor está comprendido entre 120 y 150 g/mol. Determina su fórmula molecular.

(Preselección C. Valenciana 2011)

a) El C contenido en el limoneno se determina en forma de CO_2:

$$8{,}282 \text{ g } CO_2 \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 0{,}188 \text{ mol C}$$

El H contenido en el limoneno se determina en forma de H_2O:

$$2{,}711 \text{ g } H_2O \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 0{,}301 \text{ mol H}$$

Relacionando ambas las cantidades se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{0{,}301\text{ mol H}}{0{,}188\text{ mol C}} = 1{,}6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \rightarrow \frac{16\text{ mol H}}{10\text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{C_{10}H_{16}}$$

b) La masa molar del compuesto más sencillo es:

$$M = 10\text{ mol C}\,\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}} + 16\text{ mol H}\,\frac{1\text{ g H}}{1\text{ mol H}} = 136\text{ g·mol}^{-1}$$

Como la masa molar del limoneno debe estar comprendida entre 120 y 150, entonces la fórmula molecular coincide con la empírica.

La fórmula estructural del limoneno es:

1.57. Por combustión de 0,2345 g de un compuesto orgánico que sólo contiene C, H y O se obtienen 0,48 g de dióxido de carbono. Al quemar 0,5321g del mismo compuesto se obtienen 0,3341 g de agua. La densidad del compuesto orgánico en estado gaseoso, respecto de la densidad del nitrógeno, es de 3,07, en les mismas condiciones de presión y temperatura. Calculad la fórmula empírica y molecular del compuesto.

(C. Valenciana 2011)

Para facilitar los cálculos se determina previamente la fórmula molecular del compuesto X y simplificándola se obtiene la fórmula empírica. Para ello es preciso determinar previamente la masa molar de la sustancia. Considerando comportamiento ideal:

$$\rho_X = 3{,}07\,\rho_{N_2} \rightarrow \frac{M_X}{V_{molar}} = 3{,}07\,\frac{M_{N_2}}{V_{molar}} \longrightarrow M_X = 3{,}07\,(28\text{ g·mol}^{-1}) = 86\text{ g·mol}^{-1}$$

▪ El C contenido en el compuesto se determina en forma de CO_2:

$$\frac{0{,}48\text{ g }CO_2}{0{,}2345\text{ g X}}\,\frac{1\text{ mol }CO_2}{44\text{ g }CO_2}\,\frac{1\text{ mol C}}{1\text{ mol }CO_2}\,\frac{86\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 4\,\frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

▪ El H contenido en el compuesto se determina en forma de H_2O:

$$\frac{0{,}3341\text{ g }H_2O}{0{,}5321\text{ g X}}\,\frac{1\text{ mol }H_2O}{18\text{ g }H_2O}\,\frac{2\text{ mol H}}{1\text{ mol }H_2O}\,\frac{86\text{ g X}}{1\text{ mol X}} = 6\,\frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

▪ El O contenido en el compuesto se determina por diferencia:

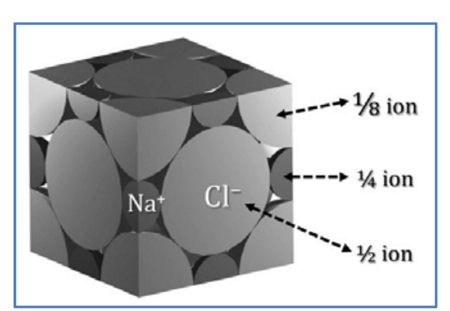
$$\frac{86\text{ g X} - \left[4\text{ mol C}\,\frac{12\text{ g C}}{1\text{ mol C}}\right] - \left[6\text{ mol H}\,\frac{1\text{ g H}}{1\text{ mol H}}\right]}{1\text{ mol X}}\text{g O}\,\frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}} = 2\,\frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular o verdadera es $\mathbf{C_4H_6O_2}$

Simplificando la anterior se obtiene que la fórmula empírica o sencilla es $\mathbf{(C_2H_3O)_n}$.

1.58. El cloruro de sodio es un sólido iónico que cristaliza en una red cúbica centrada en las caras de aniones, con los cationes ocupando los huecos octaédricos.
a) Dibuja la celda unidad.
b) Indica el índice de coordinación del catión y del anión y su poliedro de coordinación.
c) Explica la razón por la que asignamos al cloruro de sodio la fórmula NaCl.
d) Justifica la fórmula que corresponde a la celda unidad.
e) Los radios de los iones Na^{+} y Cl^{-} son 0,95·10^{-8} y 1,81·10^{-8} cm, respectivamente. Calcula la densidad del cloruro de sodio.
f) En los sólidos iónicos es frecuente la existencia de defectos reticulares, y como consecuencia, la no estequiometría. ¿Cuántos aniones cloruro faltan, por mol de compuesto, en un cristal que tiene de fórmula $NaCl_{0,98}$? ¿Cuál será la fórmula de una muestra de cloruro de sodio en la que faltan 13 mil millones de cationes sodio por cada mol de aniones cloruro?
(Dato. Número de Avogadro, L = 6,022·10^{23} mol^{-1})
(C. Valenciana 2011)

a-c) En un empaquetamiento de esferas según una red cúbica centrada en las caras, las esferas que definen el retículo cristalino se sitúan en los vértices y centro de las caras de un cubo. En el caso de un sólido iónico, un tipo de iones, el que define el retículo (cationes o aniones, pues las posiciones catiónicas y aniónicas son intercambiables), se sitúa en estas posiciones y, el otro tipo de iones, ocupará la totalidad de huecos octaédricos, que coinciden con los centros de las aristas y el centro del cristal.



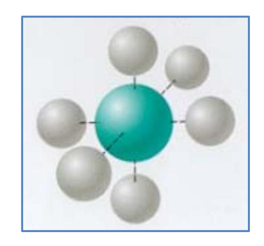
Por ejemplo, en el caso del NaCl, se puede suponer que los aniones cloruro se sitúan en los vértices y en los centros de las caras del cubo, mientras que los cationes sodio ocupan los centros de las aristas y el centro del cristal.

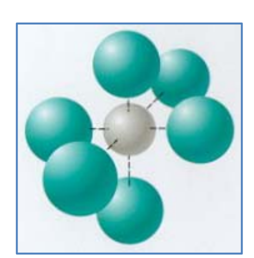
La fracción de cada ion en una estructura cúbica depende de la posición que ocupe en ésta. En el caso del NaCl el número de iones por celda unidad es:

aniones	cationes
8 aniones (vértice) · $\frac{1}{8}$ = 1 anión 6 aniones (cara) · $\frac{1}{2}$ = 3 aniones	12 cationes (arista) · $\frac{1}{4}$ = 3 cationes 1 catión (centro) · 1 = 1 catión
4 aniones	**4 cationes**

b) El índice de coordinación del catión y del anión es **6 : 6**

El poliedro de coordinación es un **octaedro.**





Por lo tanto, **se asigna al cloruro de sodio la fórmula NaCl**, porque un cristal ideal de cloruro de sodio está formado por un empaquetamiento compacto de iones, con igual número de cationes y de aniones. En los sólidos iónicos la fórmula corresponde, por tanto, a la fórmula empírica. No es una fórmula molecular, pues en los sólidos iónicos, como el cloruro sódico, no existe una unidad discreta, con existencia real, "una molécula", formada por un catión sodio y un anión cloruro.

d) Como se ha visto en el apartado anterior, **la fórmula de la celda unidad es: Na_4Cl_4.**

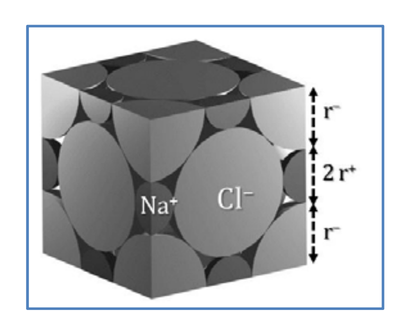
e) Para calcular la densidad, es necesario determinar previamente el volumen de la celdilla unidad, y para conocer éste la longitud de la arista.

Como los iones situados en una arista se encuentran tangentes, la longitud de la arista viene determinada por dos veces el radio del anión y dos veces el radio del catión:

$$a = 2\ R^+ + 2\ R^-$$

$$a = 2\ (0{,}95·10^{-8} + 1{,}81·10^{-8})\ cm = 5{,}52·10^{-8}\ cm$$

$$V = a^3 = (5{,}52·10^{-8}\ cm)^3 = 1{,}68·10^{-22}\ cm^3$$



Relacionando masa y volumen:

$$\frac{58{,}5\ g·mol^{-1}}{1{,}68·10^{-22}\ cm^3·celda^{-1}}\ \frac{1\ mol}{2·6{,}022·10^{23}\ iones}\ \frac{8\ iones}{1\ celda} = \mathbf{2{,}31\ g·cm^{-3}}$$

f) Si faltan (1 – 0,98) moles de iones Cl^-:

$$0{,}02\ mol\ Cl^-\ \frac{6{,}022·10^{23}\ iones\ Cl^-}{1\ mol\ Cl^-} = \mathbf{1{,}2·10^{22}\ iones\ Cl^-}$$

Si faltan $1{,}3·10^{10}$ iones Na^+:

$$1{,}3·10^{10}\ iones\ Na^+\ \frac{1\ mol\ Na^+}{6{,}022·10^{23}\ iones\ Na^+} = 2{,}16·10^{-14}\ mol\ Na^+$$

La fórmula que se obtiene es:

$$\frac{(1 - 2{,}16·10^{-14})\ mol\ Na^+}{1\ mol\ Cl^-} = \frac{0{,}999\ 999\ 999\ 9998\ mol\ Na^+}{1\ mol\ Cl^-} \rightarrow \mathbf{Na_{0,9999999999998}Cl}$$

No obstante, la fórmula es NaCl ya que deberían faltar más iones para que no se cumpliera la estequiometría 1:1.

2. GASES

2.1. La combustión de C_2H_6 produce H_2O y CO_2. Se colocan en un recipiente de 5 L, un litro de etano, medido a 25°C y 745 torr, y 6 g de O_2 gaseoso. La combustión se inicia mediante una chispa eléctrica. ¿Cuál será la presión en el interior del recipiente una vez que se enfría a 150°C?
(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 atm = 760 Torr)

(O.Q.L. Canarias 1996)

La ecuación química correspondiente a la combustión del C_2H_6 es:

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

Considerando comportamiento ideal el número de moles de C_2H_6 (g) es:

$$n = \frac{745\ \text{Torr} \cdot 1\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{Torr}} = 0{,}04\ \text{mol}\ C_2H_6$$

El número de moles de O_2 (g) es:

$$6\ \text{g}\ O_2\ \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} = 0{,}19\ \text{mol}\ O_2$$

La relación molar es:

$$\frac{0{,}19\ \text{mol}\ O_2}{0{,}04\ \text{mol}\ C_2H_6} = 4{,}7$$

Como la relación molar es < 3,5 quiere decir que sobra O_2, por lo que **C_2H_6 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de gases formados.

Relacionando C_2H_6 con O_2:

$$0{,}04\ \text{mol}\ C_2H_6\ \frac{7\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}14\ \text{mol}\ O_2$$

La cantidad de O_2 sobrante es:

$$0{,}19\ \text{mol}\ O_2\ \text{(inicial)} - 0{,}14\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)} = 0{,}05\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

Relacionando C_2H_6 con los productos gaseosos formados:

$$0{,}04\ \text{mol}\ C_2H_6\ \frac{(2+3)\ \text{moles gas}}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}20\ \text{mol gas}$$

La presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{(0{,}05+0{,}20)\ \text{moles}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (150+273)\ \text{K}}{745\ \text{Torr} \cdot 1\ \text{L}} = \mathbf{1{,}7\ atm}$$

2.2. Se preparó una mezcla para la combustión de SO_2 abriendo una llave que conectaba dos cámaras separadas, una con un volumen de 2,125 L de SO_2 a una presión de 0,750 atm y la otra, con un volumen de 1,500 L y llena de O_2 a 0,500 atm. Los dos gases se encuentran a una temperatura de 80°C.
a) Calcula la fracción molar del SO_2 en la mezcla y la presión ejercida por esta.
b) Si la mezcla se pasa sobre un catalizador para la formación de SO_3 y posteriormente vuelve a los dos recipientes originales conectados, calcula las fracciones molares y la presión total en la mezcla resultante. Suponer que la conversión del SO_2 es total considerando la cantidad de O_2 con la que se cuenta.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹)

(Canarias 1997)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles gas contenido en cada cámara es:

$$n_{SO_2} = \frac{0{,}75 \text{ atm} \cdot 2{,}125 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (80+273) \text{ K}} = 0{,}055 \text{ mol } SO_2$$

$$n_{O_2} = \frac{0{,}5 \text{ atm} \cdot 1{,}500 \text{ L}}{(0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (80+273) \text{ K}} = 0{,}026 \text{ mol } O_2$$

La fracción molar de SO_2 es:

$$y_{SO_2} = \frac{0{,}055 \text{ mol } SO_2}{0{,}055 \text{ mol } SO_2 + 0{,}026 \text{ mol } O_2} = \mathbf{0{,}68}$$

La presión total de la mezcla al conectar ambas cámaras es:

$$p = \frac{(0{,}055+0{,}026) \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (80+273) \text{ K}}{(2{,}125+1{,}500) \text{ L}} = \mathbf{0{,}65\ atm}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre ambos gases es:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

Al existir moles de ambas sustancias es preciso determinar cuál de ellas es el limitante:

$$\frac{0{,}055 \text{ mol } SO_2}{0{,}026 \text{ mol } O_2} = 2{,}1$$

Como la relación estequiométrica es > 2 quiere decir que sobra SO_2 y se gasta todo el $\mathbf{O_2}$ que es el **limitante** de la reacción que determina la cantidad de SO_3 formado.

Relacionando el limitante con O_2 y SO_3:

$$0{,}026 \text{ mol } O_2 \frac{2 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol } O_2} = 0{,}052 \text{ mol } SO_2 \text{ (consumido)}$$

$$0{,}055 \text{ mol } SO_2 \text{ (inicial)} - 0{,}052 \text{ mol } SO_2 \text{ (consumido)} = 0{,}003 \text{ mol } SO_2 \text{ (exceso)}$$

$$0{,}026 \text{ mol } O_2 \frac{2 \text{ mol } SO_3}{1 \text{ mol } O_2} = 0{,}052 \text{ mol } SO_3$$

Las fracciones molares de los gases después de la reacción son:

$$y_{SO_2} = \frac{0{,}003 \text{ mol } SO_2}{0{,}003 \text{ mol } SO_2 + 0{,}052 \text{ mol } SO_3} = \mathbf{0{,}055}$$

$$y_{SO_3} = \frac{0{,}052 \text{ mol } SO_3}{0{,}003 \text{ mol } SO_2 + 0{,}052 \text{ mol } SO_3} = \mathbf{0{,}945}$$

La presión total de la mezcla gaseosa final es:

$$p = \frac{(0{,}003+0{,}052) \text{ moles } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \ (80+273) \text{ K}}{(2{,}125+1{,}500) \text{ L}} = \mathbf{0{,}44 \text{ atm}}$$

2.3. Ante la denuncia presentada en la Oficina de Consumo Municipal respecto al contenido de la conocida "bombona" de butano, ya que se teme que contenga una mezcla de este gas y propano, se hace analizar una de ellas. Para ello se toma una muestra gaseosa de 60 cm^3, se introducen en un recipiente adecuado y se le añaden 600 cm^3 de oxígeno; se provoca la combustión completa y se obtiene un volumen final de mezcla gaseosa de 745 cm^3.
Las medidas de los volúmenes anteriores se realizaron bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, siendo éstas tales que todas las especies químicas implicadas se encontraban en estado gaseoso.
¿Contenía propano la muestra? Razone su respuesta.

(Murcia 1997)

Partiendo de las siguientes suposiciones:

▪ Que la "bombona" contiene $\begin{cases} x \text{ cm}^3 \ C_3H_8 \\ y \text{ cm}^3 \ C_4H_{10} \end{cases}$

▪ Que al final de la reacción quedan **z** cm^3 de O_2 sin reaccionar.

Aplicando la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas y escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del butano y propano (se indican las cantidades, en volumen, consumidas de reactivos y formadas de productos).

Combustión del butano

$$C_4H_{10} \text{ (g)} + \frac{13}{2} O_2 \text{ (g)} \longrightarrow 4 \ CO_2 \text{ (g)} + 5 \ H_2O \text{ (g)}$$

$$x \text{ cm}^3 \qquad \frac{13x}{2} \text{ cm}^3 \qquad 4x \text{ cm}^3 \qquad 5x \text{ cm}^3$$

Combustión del propano

$$C_3H_8 \text{ (g)} + 5 \ O_2 \text{ (g)} \longrightarrow 3 \ CO_2 \text{ (g)} + 4 \ H_2O \text{ (g)}$$

$$x \text{ cm}^3 \qquad 5x \text{ cm}^3 \qquad 3x \text{ cm}^3 \qquad 4x \text{ cm}^3$$

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{ll} \text{mezcla inicial } (C_4H_{10} + C_3H_8): & x + y = 60 \\ \text{mezcla final } (CO_2 + H_2O + O_2 \text{ sobrante}): & 9x + 7y + z = 745 \\ \text{oxígeno } (O_2 \text{ consumido} + O_2 \text{ sobrante}): & 6{,}5x + 5y + z = 600 \end{array}\right\}$$

Se obtiene:

$$\mathbf{x = 50\ cm^3\ C_4H_{10} \qquad y = 10\ cm^3\ C_3H_8 \qquad z = 225\ cm^3\ O_2}$$

Como se observa, **la muestra contenía propano**.

2.4. En un recipiente cerrado existe una mezcla de metano y etano. Se quema esta mezcla de gases con exceso de oxígeno recogiéndose 3,070 g de dióxido de carbono y 1,931 g de agua. Determine la relación entre la presión parcial ejercida por el metano y la ejercida por el etano.

(Extremadura 1999)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de ambos hidrocarburos es:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

Llamando **x** e **y** a los moles de CH_4 y C_2H_6, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x\ \text{mol}\ CH_4 \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CH_4} + y\ \text{mol}\ C_2H_6 \frac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 3{,}070\ \text{g}\ CO_2 \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{44\ \text{g}\ CO_2} \qquad \text{(ec.1)}$$

$$x\ \text{mol}\ CH_4 \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ CH_4} + y\ \text{mol}\ C_2H_6 \frac{3\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 1{,}931\ \text{g}\ H_2O \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O} \qquad \text{(ec.2)}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 5{,}24\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ CH_4$$

$$y = 3{,}23\cdot10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_6$$

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales, la presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p\cdot y_i$$

Las presiones parciales de ambos gases son:

$$p_{CH_4} = p\ \frac{5{,}24\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ CH_4}{5{,}24\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ CH_4 + 3{,}23\cdot10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}14\ p\ \text{(atm)}$$

$$p_{C_2H_6} = p\ \frac{3{,}23\cdot10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_6}{5{,}24\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ CH_4 + 3{,}23\cdot10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}86\ p\ \text{(atm)}$$

La relación entre las presiones del CH_4 y C_2H_6 es:

$$\frac{p_{CH_4}}{p_{C_2H_6}} = \frac{0{,}14\ p}{0{,}86\ p} = \mathbf{0{,}16}$$

2.5. En un recipiente de 3 L de capacidad se recogen 5 L de oxígeno a 2 atm de presión y 10 L de nitrógeno a 4 atm. Se extraen 20 L de la mezcla gaseosa a 1 atm de presión. Sabiendo que la temperatura permanece invariable a 25°C, calcule:
a) La presión final en el recipiente.
b) Los gramos de oxígeno y de nitrógeno que contiene el recipiente al final del proceso.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹)

(Castilla y León 2000)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$n_{O_2} = \frac{2\text{ atm} \cdot 5\text{ L}}{\mathbf{R}\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T}\text{ K}} = \frac{10}{\mathbf{RT}}\text{ mol } O_2$$

$$n_{N_2} = \frac{4\text{ atm} \cdot 10\text{ L}}{\mathbf{R}\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T}\text{ K}} = \frac{40}{\mathbf{RT}}\text{ mol } N_2$$

La cantidad total de gas que se introduce en el recipiente es:

$$n_{\text{inicial}} = \frac{10}{\mathbf{RT}} + \frac{40}{\mathbf{RT}} = \frac{50}{\mathbf{RT}}\text{ mol}$$

El número de moles de gas extraído del recipiente es:

$$n_{\text{extraído}} = \frac{1\text{ atm} \cdot 20\text{ L}}{\mathbf{R}\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T}\text{ K}} = \frac{20}{\mathbf{RT}}\text{ mol}$$

El número de moles de gas que queda en el recipiente es:

$$n_{\text{final}} = \frac{50}{\mathbf{RT}} + \frac{20}{\mathbf{RT}} = \frac{30}{\mathbf{RT}}\text{ mol}$$

La presión que ejerce esta cantidad de gas en el recipiente es:

$$p = \frac{\left[\frac{30}{\text{RT}}\text{ mol}\right] \cdot \mathbf{R}\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T}\text{ K}}{3\text{ L}} = \mathbf{10\ atm}$$

b) Las fracciones molares de cada gas en la mezcla inicial son:

$$y_{O_2} = \frac{\frac{10}{\text{RT}}\text{ mol } O_2}{\frac{10}{\text{RT}}\text{ mol } O_2 + \frac{40}{\text{RT}}\text{ mol } N_2} = 0{,}2$$

$$y_{N_2} = 1 - y_{O_2} \quad \longrightarrow \quad y_{N_2} = 1 - 0{,}2 = 0{,}8$$

Considerando que la mezcla final tiene la misma fracción molar, el número de moles de cada gas en la misma es:

$$n_{O_2} = 0{,}2\frac{30}{\text{RT}}\text{ mol } O_2 \qquad n_{N_2} = 0{,}8\frac{30}{\text{RT}}\text{ mol } N_2$$

Las masas de los gases son:

$$m_{O_2} = 0{,}2\frac{30}{0{,}082·298}\text{ mol } O_2\frac{32\text{ mol } O_2}{1\text{ mol } O_2} = \mathbf{7{,}9\ g\ O_2}$$

$$m_{N_2} = 0{,}8\frac{30}{0{,}082 \cdot 298}\ \text{mol } N_2 \frac{28\ \text{mol } N_2}{1\ \text{mol } N_2} = \mathbf{27{,}5\ g\ N_2}$$

2.6. Un depósito de 700 dm³, que se encuentra a una temperatura de 15°C, está lleno de un gas cuya composición es 70% de propano y 30% de butano en peso. La presión inicial en el depósito es 250 atm. El gas alimenta a un quemador donde se consume a razón de 30,2 L/min, medido a 25°C y 1 atm. El sistema de control del quemador lanza una señal de aviso cuando la presión en el depósito es inferior a 12 atm.
a) ¿Cuánto tiempo cabe esperar que tarde en producirse el aviso?
b) ¿Qué caudal de aire, expresado en L/min, es necesario para quemar el gas? Condiciones, 25°C y 1 atm.
(Datos. Constante de los gases = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Composición volumétrica del aire: 21 % de oxígeno y 79 % de otros gases inertes a efectos de la combustión)
(Extremadura 2000)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles iniciales y finales de gas es:

$$n_{\text{iniciales}} = \frac{250\ \text{atm} \cdot 700\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (15+273)\ \text{K}} = 7410{,}2\ \text{mol}$$

$$n_{\text{finales}} = \frac{12\ \text{atm} \cdot 700\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (15+273)\ \text{K}} = 355{,}7\ \text{mol}$$

El número de moles de gas que han salido del depósito es:

$$\Delta n = (7410{,}2 - 355{,}7)\ \text{mol} = 7054{,}5\ \text{mol}$$

El volumen que ocupan en condiciones ambientales es:

$$V = \frac{7054{,}5\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = 1{,}72 \cdot 10^5\ \text{L}$$

Relacionando el volumen con el caudal volumétrico se obtiene el tiempo que puede funcionar el quemador:

$$1{,}72 \cdot 10^5\ \text{L}\frac{1\ \text{min}}{30{,}2\ \text{L}} = \mathbf{5695\ min}$$

b) Si la mezcla está formada por 70% de C_3H_8 y 30% de C_4H_{10}, las fracciones másicas de la misma son:

$$Y_{C_3H_8} = 0{,}7 \qquad Y_{C_4H_{10}} = 0{,}3$$

Cambiando las fracciones másicas a fracciones molares:

$$y_{C_3H_8} = \frac{0{,}7\ \text{g } C_3H_8 \frac{1\ \text{mol } C_3H_8}{44\ \text{g } C_3H_8}}{0{,}7\ \text{g } C_3H_8 \frac{1\ \text{mol } C_3H_8}{44\ \text{g } C_3H_8} + 0{,}3\ \text{g } C_4H_{10} \frac{1\ \text{mol } C_4H_{10}}{58\ \text{g } C_4H_{10}}} = 0{,}755$$

$$y_{C_4H_{10}} = 1 - y_{C_3H_8} = 0{,}245$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los dos hidrocarburos de la mezcla son:

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (g)$$

$$C_4H_{10}\ (g) + \frac{13}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (l)$$

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, la composición molar de una mezcla gaseosa coincide con la volumétrica, así que se puede relacionar el caudal de mezcla gaseosa que se quema con el O_2 y aire necesario para la combustión:

$$\left.\begin{array}{l} 30{,}2\ \dfrac{\text{L mezcla}}{\text{min}}\ \dfrac{0{,}755\ \text{L}\ C_3H_8}{1\ \text{L mezcla}}\ \dfrac{5\ \text{L}\ O_2}{1\ \text{L}\ C_3H_8}\ \dfrac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2} = 543\ \dfrac{\text{L aire}}{\text{min}} \\ \\ 30{,}2\ \dfrac{\text{L mezcla}}{\text{min}}\ \dfrac{0{,}245\ \text{L}\ C_4H_{10}}{1\ \text{L mezcla}}\ \dfrac{13\ \text{L}\ O_2}{2\ \text{L}\ C_4H_{10}}\ \dfrac{100\ \text{L aire}}{21\ \text{L}\ O_2} = 229\ \dfrac{\text{L aire}}{\text{min}} \end{array}\right\} \rightarrow \mathbf{V = 772\ \dfrac{L\ aire}{min}}$$

2.7. Un recipiente de 20 mL contiene nitrógeno a 25°C y 0,8 atm y otro de 50 mL contiene helio a 25°C y 0,4 atm.
a) Determina el número de moles, de moléculas y de átomos en cada recipiente.
b) Si se conectan los dos recipientes a través de un tubo capilar, ¿cuáles son las presiones parciales de cada gas y la total del sistema?
c) Calcula la concentración de cada gas en la mezcla, expresada en fracción molar y porcentaje en masa.
(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Número de Avogadro, L = 6,022·10^{23} mol^{-1})
(Canarias 2001)

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$n_{N_2} = \frac{0{,}8\ \text{atm} \cdot 0{,}02\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}} = \mathbf{6{,}55·10^{-4}\ mol\ N_2}$$

$$n_{He} = \frac{0{,}4\ \text{atm} \cdot 0{,}05\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}} = \mathbf{8{,}18·10^{-4}\ mol\ He}$$

El número de partículas contenidas en cada recipiente es:

$$6{,}55·10^{-4}\ \text{mol}\ N_2\ \frac{6{,}022·10^{23}\ \text{moléculas}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = \mathbf{3{,}9·10^{20}\ moléculas\ N_2}$$

$$3{,}9·10^{20}\ \text{moléculas}\ N_2\ \frac{2\ \text{átomos N}}{1\ \text{moléculas}\ N_2} = \mathbf{6{,}8·10^{20}\ átomos\ N}$$

$$8{,}18·10^{-4}\ \text{mol He}\ \frac{6{,}022·10^{23}\ \text{átomos He}}{1\ \text{mol He}} = \mathbf{4{,}9·10^{20}\ átomos\ He}$$

b) Al conectar ambos recipientes el volumen total del sistema es:

$$V_{total} = V_1 + V_2 = (0{,}05 + 0{,}02)\ \text{L} = 0{,}07\ \text{L}$$

Las respectivas presiones son:

$$p_{N_2} = \frac{6{,}55{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}{\cdot}\text{K}^{-1})\ (25{+}273)\ \text{K}}{0{,}07\ \text{L}} = \mathbf{0{,}229\ atm}$$

$$p_{He} = \frac{8{,}18{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}{\cdot}\text{K}^{-1})\ (25{+}273)\ \text{K}}{0{,}07\ \text{L}} = \mathbf{0{,}286\ atm}$$

De acuerdo con la ley de *Dalton*, la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los componentes:

$$p_{total} = p_{N_2} + p_{He} = (0{,}229 + 0{,}286)\ \text{atm} = \mathbf{0{,}515\ atm}$$

c) Las fracciones molares son:

$$y_{N_2} = \frac{6{,}55{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ N_2}{6{,}55{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ N_2 + 8{,}18{\cdot}10^{-4}\ \text{mol He}} = \mathbf{0{,}445}$$

$$y_{He} = \frac{8{,}18{\cdot}10^{-4}\ \text{mol He}}{6{,}55{\cdot}10^{-4}\ \text{mol}\ N_2 + 8{,}18{\cdot}10^{-4}\ \text{mol He}} = \mathbf{0{,}555}$$

La masa molar media de la mezcla gaseosa es:

$$M = (0{,}445{\cdot}28 + 0{,}555{\cdot}4)\ \text{g·mol}^{-1} = 14{,}67\ \text{g·mol}^{-1}$$

La masa de cada uno de los componentes de un mol de mezcla es:

$$m_{N_2} = 0{,}445\ \text{mol}\ N_2 \frac{28\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 12{,}45\ \text{g}\ N_2$$

$$m_{He} = 0{,}555\ \text{mol He} \frac{4\ \text{g He}}{1\ \text{mol He}} = 2{,}22\ \text{g He}$$

La composición expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{12{,}45\ \text{g}\ N_2}{14{,}67\ \text{g mezcla}} 100 = \mathbf{84{,}9\%\ N_2} \qquad \frac{2{,}22\ \text{g He}}{14{,}67\ \text{g mezcla}} 100 = \mathbf{15{,}1\%\ He}$$

2.8. Un laboratorio dedicado al estudio de los efectos de los productos químicos en el cuerpo humano ha establecido que no se puede sobrepasar la concentración de 10 ppm de HCN en el aire durante 8 horas seguidas si se quieren evitar riesgos para la salud.
Sabiendo que una dosis letal de cianuro de hidrógeno en el aire (según el índice Merck) es de 300 mg de HCN por kg de aire, a temperatura ambiente, calcule:
a) ¿A cuántos mg de HCN por kg de aire equivalen las 10 ppm?
b) ¿Qué fracción de dosis letal representan las 10 ppm?
c) Si se considera que la dosis letal del HCN en sangre equivale a una concentración de 1,1 mg por kg de peso, ¿qué volumen de una disolución de HCN 0,01 M se debe administrar a una cobaya de laboratorio de 335 gramos de peso para su fallecimiento?
(Datos. Composición media del aire en volumen: 79% de nitrógeno y 21% de oxígeno.
1 ppm = 1 cm^3/m^3)
(Murcia 2002)

a) La dosis de HCN en el aire es:

$$10 \text{ ppm HCN} = 10 \frac{\text{cm}^3 \text{ HCN}}{\text{m}^3 \text{ aire}}$$

Para pasar de m^3 de aire a kg de aire se precisa su masa molar. Sabiendo que su composición media en volumen es 79% de nitrógeno y 21% de oxígeno y que, de acuerdo con la ley de *Avogadro*, esta coincide con la composición molar:

$$M = \frac{79 \text{ mol } N_2 \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} + 21 \text{ mol } O_2 \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2}}{100 \text{ mol aire}} = 28{,}8 \text{ g·mol}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa **V** L, en determinadas condiciones de p y T, se puede obtener la razón molar del HCN en aire:

$$10 \frac{\text{cm}^3 \text{ HCN}}{\text{m}^3 \text{ aire}} \frac{\text{m}^3 \text{ aire}}{10^3 \text{ L aire}} \frac{1 \text{ L aire}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ aire}} \frac{\text{V L aire}}{1 \text{ mol aire}} \frac{1 \text{ mol HCN}}{\text{V L HCN}} = 10^{-5} \frac{\text{mol HCN}}{\text{mol aire}}$$

Convirtiendo la razón molar en razón másica:

$$10^{-5} \frac{\text{mol HCN}}{\text{mol aire}} \frac{1 \text{ mol aire}}{28{,}8 \text{ g aire}} \frac{27 \text{ g HCN}}{1 \text{ mol HCN}} \frac{10^3 \text{ g aire}}{1 \text{ kg aire}} \frac{10^3 \text{ mg HCN}}{1 \text{ g HCN}} = \mathbf{9{,}4} \frac{\textbf{mg HCN}}{\textbf{kg aire}}$$

b) Relacionando las 10 ppm con la dosis letal:

$$\frac{9{,}4 \frac{\text{mg HCN}}{\text{kg aire}}}{300 \frac{\text{mg HCN}}{\text{kg aire}}} 100 = \mathbf{3{,}1\%}$$

c) El número de moles de HCN en la sangre de la cobaya para alcanzar la dosis letal es:

$$1{,}1 \frac{\text{mg HCN}}{\text{kg}} 0{,}335 \text{ kg} \frac{1 \text{ g HCN}}{10^3 \text{ mg HCN}} \frac{1 \text{ mol HCN}}{27 \text{ g HCN}} = 1{,}4·10^{-5} \text{ mol HCN}$$

Relacionando la dosis letal en sangre en la cobaya con la disolución:

$$1{,}4·10^{-5} \text{ mol HCN} \frac{10^3 \text{ mL HCN } 0{,}01 \text{ M}}{0{,}01 \text{ mol HCN}} = \textbf{1,4 mL HCN 0,01 M}$$

2.9. Un recipiente cerrado de 1000 L de capacidad contiene 460 g de etanol puro (líquido) y aire (composición 80% N_2 y 20% O_2 en volumen) a 27°C y 1 atm de presión. Se provoca la combustión y se espera hasta que nuevamente la temperatura sea de 27°C. El volumen total permanece inalterado y se desprecian los volúmenes que pueden ocupar los sólidos y los líquidos frente a los gases. Calcule:
a) Número total de moléculas presentes antes y después de la combustión.
b) Las presiones parciales de cada componente después de la combustión y la presión total de la mezcla resultante.
c) La densidad media de la mezcla final de gases.
(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Número de Avogadro, L = 6,022·10^{23} mol^{-1})
(Córdoba 2003)

La ecuación química correspondiente a la combustión del etanol es:

$$C_2H_5OH\ (l) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (l)$$

a) El número de moles y de moléculas de etanol existentes antes de la combustión es:

$$460\ g\ C_2H_5OH\frac{1\ mol\ C_2H_5OH}{46\ g\ C_2H_5OH} = 10\ mol\ C_2H_5OH$$

$$10\ mol\ C_2H_5OH\frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ moléculas\ C_2H_5OH}{1\ mol\ C_2H_5OH} = \mathbf{6{,}0{\cdot}10^{24}\ moléculas\ C_2H_5OH}$$

Considerando comportamiento ideal el número de moles de aire contenidos en el recipiente es:

$$n_{aire} = \frac{1\ atm \cdot 1000\ L}{(0{,}082\ atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1})\ (27+273)\ K} = 40{,}7\ mol\ aire$$

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, la composición volumétrica de una mezcla gaseosa coincide con la composición molar, por tanto el número de moles y moléculas de cada gas del aire es:

$$40{,}7\ mol\ aire\frac{80\ mol\ N_2}{100\ mol\ aire} = 32{,}6\ mol\ N_2$$

$$32{,}6\ mol\ N_2\frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ moléculas\ N_2}{1\ mol\ N_2} = \mathbf{2{,}0{\cdot}10^{25}\ moléculas\ N_2}$$

$$40{,}7\ mol\ aire\frac{20\ mol\ O_2}{100\ mol\ aire} = 8{,}1\ mol\ O_2$$

$$8{,}1\ mol\ O_2\frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ moléculas\ O_2}{1\ mol\ O_2} = \mathbf{4{,}9{\cdot}10^{24}\ moléculas\ O_2}$$

La relación molar entre C_2H_5OH y O_2 es:

$$\frac{8{,}1\ mol\ O_2}{10\ mol\ C_2H_5OH} = 0{,}8$$

Como la relación es < 3, quiere decir que sobra C_2H_5OH y que el **O_2 es el reactivo limitante** que determina las cantidades de CO_2 y H_2O que se producen.

El número de moles y de moléculas de etanol existentes después de la combustión es

$$8{,}1\ mol\ O_2\frac{1\ mol\ C_2H_5OH}{3\ mol\ O_2} = 2{,}7\ mol\ C_2H_5OH$$

$$10\ mol\ C_2H_5OH\ \text{(inicial)} - 2{,}7\ mol\ C_2H_5OH\ \text{(gastado)} = 7{,}3\ mol\ C_2H_5OH\ \text{(exceso)}$$

$$7{,}3\ mol\ C_2H_5OH\frac{6{,}022{\cdot}10^{23}\ moléculas\ C_2H_5OH}{1\ mol\ C_2H_5OH} = \mathbf{4{,}4{\cdot}10^{24}\ moléculas\ C_2H_5OH}$$

El número de moles y de moléculas de CO_2 y H_2O existentes después de la combustión es

$$8{,}1\ mol\ O_2\frac{2\ mol\ CO_2}{3\ mol\ O_2} = 5{,}4\ mol\ CO_2$$

$$5,4 \text{ mol } CO_2 \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \mathbf{3,3 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } CO_2}$$

$$8,1 \text{ mol } O_2 \frac{3 \text{ mol } H_2O}{3 \text{ mol } O_2} = 8,1 \text{ mol } H_2O$$

$$8,1 \text{ mol } H_2O \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = \mathbf{4,9 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2O}$$

b) Antes de la combustión los gases presentes en el recipiente son O_2 y N_2. Considerando comportamiento ideal las presiones parciales ejercidas por estos son:

$$p_{O_2} = \frac{8,1 \text{ mol } (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \ (27+273) \text{ K}}{1000 \text{ L}} = \mathbf{0,2 \text{ atm}}$$

$$p_{N_2} = \frac{32,6 \text{ mol } (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \ (27+273) \text{ K}}{1000 \text{ L}} = \mathbf{0,8 \text{ atm}}$$

Después de la combustión los gases presentes son N_2 (que no ha reaccionado) y el CO_2 formado. La presión parcial ejercida por el N_2 es la misma ya que no cambia la cantidad de este presente en el recipiente, y la presión parcial de CO_2 es:

$$p_{CO_2} = \frac{5,4 \text{ mol } (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \ (27+273) \text{ K}}{1000 \text{ L}} = \mathbf{0,13 \text{ atm}}$$

c) La densidad de la mezcla gaseosa presente al final de la reacción es:

$$\rho = \frac{32,6 \text{ mol } N_2 \frac{28 \text{ mol } N_2}{1 \text{ mol } N_2} + 5,4 \text{ mol } CO_2 \frac{44 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2}}{1000 \text{ L}} = \mathbf{1,15 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}$$

2.10. Se mezclan en un recipiente hermético de 25 L; 5,6 g de eteno, 8,8 g de propano y 57,6 g de oxígeno a una temperatura de 300 K.
a) Calcula la presión a la que se encuentra sometida la mezcla de gases y calcula también la presión parcial de cada uno de los gases de la mezcla.
A continuación, se realiza la reacción de combustión de los compuestos de la mezcla refrigerando el recipiente y manteniendo la temperatura constante a 300 K.
b) ¿Cuál es la presión de la mezcla resultante después de la reacción?
c) ¿Cuál sería la presión de la mezcla resultante después de la reacción si la temperatura fuera de 500°C?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Baleares 2004)

a) Previamente, se calcula el número de moles de sustancias que forman la mezcla:

$$5,6 \text{ g } C_2H_4 \frac{1 \text{ mol } C_2H_4}{28 \text{ g } C_2H_4} = 0,2 \text{ mol } C_2H_4$$

$$8,8 \text{ g } C_3H_8 \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \text{ g } C_3H_8} = 0,2 \text{ mol } C_3H_8$$

$$57{,}6\ \text{g}\ O_2 \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} = 1{,}8\ \text{mol}\ O_2$$

El número total de moles de mezcla es:

$$n_{total} = (0{,}2+0{,}2+1{,}8)\ \text{mol} = 2{,}2\ \text{mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{2{,}2\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ 300\ \text{K}}{25\ \text{L}} = \mathbf{2{,}2\ atm}$$

Para determinar la presión parcial ejercida por cada gas se aplica la ley de *Dalton* de las presiones parciales:

$$p_i = p \cdot y_i$$

$$p_{C_2H_4} = p_{C_3H_8} = 2{,}2\ \text{atm} \frac{0{,}2\ \text{mol}}{2{,}2\ \text{mol}} = \mathbf{0{,}2\ atm}$$

$$p_{O_2} = 2{,}2\ \text{atm} \frac{1{,}8\ \text{mol}}{2{,}2\ \text{mol}} = \mathbf{1{,}8\ atm}$$

b) Para conocer la presión después de la reacción es preciso escribir las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión que tienen lugar y calcular el número de moles de especies gaseosas al final de la misma:

$$C_2H_4\ (g) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (l)$$

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}2\ \text{mol}\ C_2H_4 \dfrac{3\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}6\ \text{mol}\ O_2 \\ \\ 0{,}2\ \text{mol}\ C_3H_8 \dfrac{5\ \text{mol}\ O_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 1{,}0\ \text{mol}\ O_2 \end{array}\right\} \longrightarrow 1{,}6\ \text{mol}\ O_2\ \text{consumido}$$

$$1{,}8\ \text{mol}\ O_2\ \text{(inicial)} - 1{,}6\ \text{mol}\ O_2\ \text{(consumido)} = 0{,}2\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}2\ \text{mol}\ C_2H_4 \dfrac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}4\ \text{mol}\ CO_2 \\ \\ 0{,}2\ \text{mol}\ C_3H_8 \dfrac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 0{,}6\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \longrightarrow 1{,}0\ \text{mol}\ CO_2$$

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}2\ \text{mol}\ C_2H_4 \dfrac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} = 0{,}4\ \text{mol}\ H_2O \\ \\ 0{,}2\ \text{mol}\ C_3H_8 \dfrac{4\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 0{,}8\ \text{mol}\ H_2O \end{array}\right\} \longrightarrow 1{,}2\ \text{mol}\ H_2O$$

El número de moles de gas después de la combustión es (1,0 mol CO_2 + 0,2 mol O_2). Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p = \frac{1{,}2 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } 300 \text{ K}}{25 \text{ L}} = \mathbf{1{,}2 \text{ atm}}$$

c) A la temperatura de 500°C el H_2O está en estado gaseoso, por lo tanto, el número de moles de gas al final de la reacción es el anterior más 1,2 mol H_2O:

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{2{,}4 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } (500+273) \text{ K}}{25 \text{ L}} = \mathbf{6{,}1 \text{ atm}}$$

2.11. Un gas de combustión tiene la siguiente composición en volumen:

Nitrógeno	*79,2 %*
Oxígeno	*7,2 %*
Dióxido de carbono	*13,6 %*

Un mol de este gas se pasa a un evaporador, que se encuentra a una temperatura de 200°C y a una presión de 743 mmHg, en el que incorpora agua y sale del evaporador a una temperatura de 85°C y a una presión de 740 mmHg, con la siguiente composición en volumen:

Nitrógeno	*48,3 %*
Oxígeno	*4,4 %*
Dióxido de carbono	*8,3 %*
Agua	*39,0 %*

Calcule:
a) El volumen de gas que sale del evaporador por cada 100 litros de gas que entra.
b) El peso de agua evaporada por cada 100 litros de gas que entra.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹)

(Extremadura 2005)

a) Para determinar el volumen de gas que sale del evaporador se hace un balance de materia respecto a uno cualquiera de los gases de la mezcla, por ejemplo N_2:

$$G^E \cdot y_{N_2}^E = G^S \cdot y_{N_2}^S$$

Considerando comportamiento ideal para la mezcla gaseosa:

$$\frac{100 \text{ L gas} \cdot 743 \text{ mmHg} \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}}{(0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } (200+273) \text{ K}} 0{,}792 = \frac{\text{V L gas} \cdot 740 \text{ mmHg} \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}}{(0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } (85+273) \text{ K}} 0{,}483$$

Se obtiene, **V = 124,6 L**

b) El número de moles de gas a salida es:

$$G^S = \frac{124{,}6 \text{ L gas} \cdot 740 \text{ mmHg}}{(0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } (85+273) \text{ K}} \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 4{,}13 \text{ mol}$$

La masa de agua evaporada contenida en el gas es:

$$4{,}13 \text{ mol gas} \frac{39 \text{ mol } H_2O}{100 \text{ mol gas}} \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = \mathbf{29 \text{ g } H_2O}$$

2.12. Un depósito de 4,0 L de capacidad que contiene gas nitrógeno a 8,5 atm de presión, se conecta con otro recipiente que contiene 7,0 L de gas inerte argón a 6,0 atm de presión. ¿Cuál es la presión final en los dos recipientes?

(Baleares 2007)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas contenido en cada depósito es:

$$n_{N_2} = \frac{8{,}5 \text{ atm} \cdot 4 \text{ L}}{\mathbf{R} \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T} \text{ K}} = \frac{34}{\mathbf{RT}} \text{mol}$$

$$n_{Ar} = \frac{6 \text{ atm} \cdot 7 \text{ L}}{\mathbf{R} \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T} \text{ K}} = \frac{42}{\mathbf{RT}} \text{mol}$$

Si se conectan ambos depósitos la presión en ambos es:

$$p = \frac{\left(\frac{34}{\mathbf{RT}} + \frac{42}{\mathbf{RT}}\right) \text{mol} \cdot \mathbf{R} \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T} \text{ K}}{(4+7) \text{ L}} = \mathbf{6{,}9 \text{ atm}}$$

2.13. Se hace estallar 50 mL de una mezcla de metano (CH_4), eteno (C_2H_4) y propano (C_3H_8), en presencia de 250 mL de oxígeno. Después de la combustión, y condensado el vapor de agua producido, el volumen de los gases era 175 mL, que quedaron reducidos a 60 mL después de atravesar una disolución concentrada de NaOH. Calcula la composición (en %) de la mezcla gaseosa inicial.

Nota: Todos los volúmenes están medidos en las mismas condiciones de p y T.

(C. Valenciana 2007)

Aplicando la ley de *Gay-Lussac* de las combinaciones volumétricas y escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión del metano, eteno y propano, se indican las cantidades, en volumen, consumidas de reactivos y formadas de productos:

- Combustión del metano:

$$CH_4 \text{ (g)} + 2\ O_2 \text{ (g)} \longrightarrow CO_2 \text{ (g)} + 2\ H_2O \text{ (g)}$$

x mL 2x mL x mL 2x mL

- Combustión del eteno:

$$C_2H_4 \text{ (g)} + 3\ O_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2\ CO_2 \text{ (g)} + 2\ H_2O \text{ (g)}$$

y mL 3y mL 2y mL 2y mL

- Combustión del propano:

$$C_3H_8 \text{ (g)} + 5\ O_2 \text{ (g)} \longrightarrow 3\ CO_2 \text{ (g)} + 4\ H_2O \text{ (g)}$$

z mL 5z mL 3z mL 4z mL

Teniendo en cuenta que la mezcla de gases después de enfriada (para que condense H_2O) y absorbido el CO_2 por reacción con NaOH sólo contiene O_2, el volumen de final de 60 mL corresponde al O_2 que queda sin reaccionar (k).

Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

- mezcla inicial $x + y + z = 50$
- O_2 introducido $2x + 3y + 5z + k = 250$
- mezcla final (CO_2 + O_2 sobrante) $x + 2y + 3z + k = 175$
- O_2 sobrante $k = 60$

Eliminando el O_2 sobrante se pueden reescribir las ecuaciones como:

- mezcla inicial (CH_4 + C_2H_4 + C_3H_8) $x + y + z = 50$
- O_2 consumido $2x + 3y + 5z = 190$
- CO_2 absorbido por NaOH $x + 2y + 3z = 115$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$x = 10\ \text{mL}\ CH_4$ $\quad y = 15\ \text{mL}\ C_2H_4$ $\quad z = 25\ \text{mL}\ C_3H_8$

Expresando el resultado como porcentaje en volumen:

$$\frac{10\ \text{mL}\ CH_4}{50\ \text{mL mezcla}}100 = \mathbf{20\%\ CH_4}$$

$$\frac{15\ \text{mL}\ C_2H_4}{50\ \text{mL mezcla}}100 = \mathbf{30\%\ C_2H_4}$$

$$\frac{25\ \text{mL}\ C_3H_8}{50\ \text{mL mezcla}}100 = \mathbf{50\%\ C_3H_8}$$

2.14. En un recipiente cerrado y vacío de 20 L se introducen 0,3 g de etano; 2,9 g de butano y 16 g de oxígeno. Se produce la combustión a 225°C. Calcula:
a) El volumen de aire, en c. n., que sería necesario para tener los 16 g de oxígeno.
b) La presión total y las presiones parciales en la mezcla gaseosa final.
(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; composición volumétrica del aire: 20% O_2, 80% N_2)

(Cádiz 2008)

a) Teniendo en cuenta que en las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar, relacionando O_2 con aire:

$$16\ \text{g}\ O_2\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\frac{100\ \text{mol aire}}{20\ \text{mol}\ O_2}\frac{22{,}4\ \text{L aire}}{1\ \text{mol aire}} = \mathbf{56\ L\ aire}$$

b) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las combustiones de los dos hidrocarburos son:

$$C_2H_6\ (g) + \frac{7}{2}O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) + 3\ H_2O\ (g)$$

$$C_4H_{10}\ (g) + \frac{13}{2}O_2\ (g) \longrightarrow 4\ CO_2\ (g) + 5\ H_2O\ (g)$$

Relacionando los hidrocarburos con O_2 se obtiene la masa de este que queda son reaccionar:

$$0{,}3\ \text{g}\ C_2H_6\ \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30\ \text{g}\ C_2H_6}\ \frac{7\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_2H_6}\ \frac{32\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 1{,}12\ \text{g}\ O_2$$

$$2{,}9\ \text{g}\ C_4H_{10}\ \frac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58\ \text{g}\ C_4H_{10}}\ \frac{13\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ C_4H_{10}}\ \frac{32\ \text{g}\ O_2}{1\ \text{mol}\ O_2} = 10{,}40\ \text{g}\ O_2$$

La cantidad O_2 que queda sin reaccionar es:

$$[16\ \text{g}\ O_2\ \text{(inicial)} - (1{,}12 + 10{,}40)\ \text{g}\ O_2\ \text{(consumido)}]\ \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2} = 0{,}14\ \text{mol}\ O_2\ \text{(exceso)}$$

Relacionando los hidrocarburos con los productos se obtienen los moles de CO_2 y H_2O formados:

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}3\ \text{g}\ C_2H_6\ \dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30\ \text{g}\ C_2H_6}\ \dfrac{2\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}02\ \text{mol}\ CO_2 \\ 2{,}9\ \text{g}\ C_4H_{10}\ \dfrac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58\ \text{g}\ C_4H_{10}}\ \dfrac{4\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} = 0{,}20\ \text{mol}\ CO_2 \end{array}\right\} \longrightarrow 0{,}22\ \text{mol}\ CO_2$$

$$\left.\begin{array}{l} 0{,}3\ \text{g}\ C_2H_6\ \dfrac{1\ \text{mol}\ C_2H_6}{30\ \text{g}\ C_2H_6}\ \dfrac{3\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_2H_6} = 0{,}03\ \text{mol}\ H_2O \\ 2{,}9\ \text{g}\ C_4H_{10}\ \dfrac{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}}{58\ \text{g}\ C_4H_{10}}\ \dfrac{5\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ C_4H_{10}} = 0{,}25\ \text{mol}\ H_2O \end{array}\right\} \longrightarrow 0{,}28\ \text{mol}\ H_2O$$

Las presiones parciales de cada gas se obtienen aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$p_{O_2} = \frac{xRT}{V} = \frac{0{,}14\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (225+273)\ \text{K}}{20\ \text{L}} = \mathbf{0{,}29\ atm}$$

$$p_{CO_2} = \frac{xRT}{V} = \frac{0{,}22\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (225+273)\ \text{K}}{20\ \text{L}} = \mathbf{0{,}45\ atm}$$

$$p_{H_2O} = \frac{xRT}{V} = \frac{0{,}28\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (225+273)\ \text{K}}{20\ \text{L}} = \mathbf{0{,}58\ atm}$$

La presión total de la mezcla es:

p_t = (0,29 + 0,45 + 0,58) atm = **1,32 atm**

2.15. Se dispone de 25 L de hidrógeno medidos a 700 mmHg y 30°C y de 14 L de nitrógeno medidos a 730 mmHg y 20°C. Se hacen reaccionar ambos gases en las condiciones adecuadas.
a) Ajusta la reacción de síntesis y calcula la masa, en gramos, de amoníaco producido.
b) Si se supone que la reacción transcurre con un rendimiento del 100%, calcula la cantidad en gramos del de los reactivo/s que no han reaccionado.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Castilla y León 2008)

a-b) La ecuación química ajustada correspondiente a la síntesis de NH_3 es:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. Considerando comportamiento ideal, el número de moles iniciales de cada reactivo es:

$$p_{H_2} = \frac{700\ \text{mmmHg} \cdot 25\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (30{+}273)\ \text{K}}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmmHg}} = 0{,}93\ \text{mol}$$

$$p_{N_2} = \frac{730\ \text{mmmHg} \cdot 14\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (20{+}273)\ \text{K}}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmmHg}} = 0{,}56\ \text{mol}$$

Como la relación molar:

$$\frac{0{,}93\ \text{mol}\ H_2}{0{,}56\ \text{mol}\ N_2} = 1{,}66 < 3$$

lo que quiere decir que sobra N_2, por lo que se consume todo el $\mathbf{H_2}$ que es el **reactivo limitante** y determina la cantidad de NH_3 formado.

Relacionando H_2 con NH_3:

$$0{,}93\ \text{mol}\ H_2\ \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{3\ \text{mol}\ H_2}\ \frac{17\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} = \mathbf{10{,}54\ g\ NH_3}$$

Relacionando H_2 con N_2 se obtiene la cantidad de este sobrante:

$$0{,}93\ \text{mol}\ H_2\ \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{3\ \text{mol}\ H_2} = 0{,}31\ \text{mol}\ N_2$$

$$0{,}56\ \text{mol}\ N_2\ \text{(inicial)} - 0{,}31\ \text{mol}\ N_2\ \text{(reaccionado)} = 0{,}25\ \text{mol}\ N_2\ \text{(en exceso)}$$

$$0{,}25\ \text{mol}\ N_2\ \frac{28\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = \mathbf{7{,}0\ g\ N_2}$$

2.16. Un gas de gasógeno tiene la siguiente composición expresada en % en volumen: CO_2 8,0%; CO 23,2%; H_2 17,7%; CH_4 1,1%; N_2 50%. Calcula la densidad del gas a 23°C y 763 mmHg.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(C. Valenciana 2008)

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, el porcentaje en volumen de una mezcla gaseosa coincide con su porcentaje en moles.

La masa de cada uno de los gases contenidos en 100 moles de mezcla es:

$$8{,}0\ \text{mol}\ CO_2\ \frac{44\ \text{g}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO_2} = 352\ \text{g}\ CO_2 \qquad 23{,}2\ \text{mol CO}\ \frac{28\ \text{g CO}}{1\ \text{mol CO}} = 649{,}6\ \text{g CO}$$

$$17{,}7\ \text{mol}\ H_2\ \frac{2\ \text{g}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = 35{,}4\ \text{g}\ H_2 \qquad 1{,}1\ \text{mol}\ CH_4\ \frac{16\ \text{g}\ CH_4}{1\ \text{mol}\ CH_4} = 17{,}6\ \text{g}\ CH_4$$

$$50{,}0\ \text{mol}\ N_2\ \frac{28\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = 1400\ \text{g}\ N_2$$

La masa total de gases es:

$$352 \text{ g } CO_2 + 649{,}6 \text{ g } CO + 35{,}4 \text{ g } H_2 + 17{,}6 \text{ g } CH_4 + 1400 \text{ g } N_2 = 2454{,}6 \text{ g gasógeno}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los 100 moles de gas en las condiciones dadas es:

$$V = \frac{100 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (23+273) \text{ K}}{763 \text{ mmHg}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 2417{,}7 \text{ L}$$

La densidad del gas de gasógeno es:

$$\rho = \frac{2454{,}6 \text{ g}}{2417{,}7 \text{ L}} = \mathbf{1{,}015\ g{\cdot}L^{-1}}$$

2.17. El gas que está dentro de un recipiente ejerce una presión de 120 kPa. Se extrae una cierta cantidad del gas que ocupa 230 dm^3 a 100 kPa. El gas restante del recipiente ejerce una presión de 80 kPa. Todas las medidas se han realizado a la misma temperatura. Calcula el volumen del recipiente.

(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 atm = 101326 Pa)

(Baleares 2009)

Considerando comportamiento ideal y llamando **p** a la equivalencia entre kPa y atm, el número de moles de gas contenido en el recipiente es:

$$n_{\text{iniciales}} = \frac{120 \text{ kPa} \cdot V \text{ L}}{\mathbf{R} \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T} \text{ K}} \frac{1 \text{ atm}}{\mathbf{p} \text{ kPa}} = \frac{120\ V}{\mathbf{pRT}} \text{mol}$$

El número de moles de gas extraídos del recipiente es:

$$n_{\text{extraídos}} = \frac{100 \text{ kPa} \cdot 230 \text{ L}}{\mathbf{R} \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T} \text{ K}} \frac{1 \text{ atm}}{\mathbf{p} \text{ kPa}} = \frac{2{,}3{\cdot}10^4}{\mathbf{pRT}} \text{mol}$$

El número de moles de gas que quedan en el recipiente es:

$$n_{\text{restantes}} = \frac{80 \text{ kPa} \cdot V \text{ L}}{\mathbf{R} \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1} \cdot \mathbf{T} \text{ K}} \frac{1 \text{ atm}}{\mathbf{p} \text{ kPa}} = \frac{80\ V}{\mathbf{pRT}} \text{mol}$$

Haciendo un balance de materia del gas:

$$n_{\text{iniciales}} = n_{\text{extraídos}} + n_{\text{restantes}}$$

$$\frac{120\ V}{\mathbf{pRT}} = \frac{2{,}3{\cdot}10^4}{\mathbf{pRT}} + \frac{80\ V}{\mathbf{pRT}} \qquad \longrightarrow \qquad V = \mathbf{575\ L}$$

3. DISOLUCIONES

3.1. Al preparar una disolución de ácido clorhídrico 1 M ha resultado algo diluido, pues sólo es 0,932 M. Calcula el volumen de ácido clorhídrico de riqueza 32,14% en masa y densidad 1,16 g/mL que es necesario añadir a 1 L de la disolución original para que resulte exactamente 1 M. Suponer que no hay contracción de volumen al mezclar los dos ácidos.

(Canarias 1997) (C.Valenciana 1998) (Extremadura 2000) (Baleares 2001)

▪ Moles de HCl que contiene la disolución mal preparada:

$$1\text{ L disolución }\frac{0{,}932\text{ mol HCl}}{\text{L disolución}} = 0{,}932\text{ mol HCl}$$

▪ Si se añaden x mL deHCl del 32,14% a la disolución, el número de moles de HCl que contiene es:

$$\text{x mL HCl 32,14\%}\frac{1{,}16\text{ g HCl 32,14\%}}{1\text{ mL HCl 32,14\%}}\frac{32{,}14\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl 32,14\%}}\frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}} = 0{,}0102\text{ x mol HCl}$$

Al mezclar ambas disoluciones se debe obtener una disolución de concentración 1 M:

$$\frac{(0{,}932+0{,}0102\text{ x})\text{ mol HCl}}{(1+0{,}001\text{ x})\text{ L disolución}} = 1\text{ M} \longrightarrow \text{x} = \mathbf{7{,}4\text{ mL HCl 32,14\%}}$$

3.2. Se dispone de 6,5 g de disolución acuosa de hidróxido de litio (LiOH) de 1,07 de densidad relativa y 0,08 de fracción molar en LiOH.
Calcular:
a) La molalidad de la disolución.
b) La concentración en % en peso.
c) La molaridad de la misma.
d) ¿Cuántos gramos de agua habrá que añadir a la citada cantidad de disolución para que la fracción molar en LiOH sea ahora 0,04?

(Murcia 1998)

a) En primer lugar se calculan las cantidades de soluto y disolvente contenidas en una disolución de LiOH de fracción molar 0,08 (tomando como base de cálculo una cantidad de disolución tal que el número de moles de LiOH más el número de moles de H_2O sea la unidad). Por lo tanto, existirán 0,08 moles de LiOH por cada 0,92 moles de H_2O.

$$\left.\begin{array}{l}0{,}08\text{ mol LiOH}\dfrac{24\text{ g LiOH}}{1\text{ mol LiOH}} = 1{,}92\text{ g LiOH}\\[2ex] 0{,}92\text{ mol H}_2\text{O}\dfrac{24\text{ g H}_2\text{O}}{1\text{ mol H}_2\text{O}} = 16{,}56\text{ g H}_2\text{O}\end{array}\right\} \longrightarrow 18{,}48\text{ g disolución}$$

Las masas de LiOH y H_2O contenidas en los 6,5 g de disolución son:

$$6{,}5\text{ g disolución}\frac{1{,}92\text{ g LiOH}}{18{,}48\text{ g disolución}} = 0{,}68\text{ g LiOH}$$

$$6{,}5\text{ g disolución} - 0{,}68\text{ g LiOH} = 5{,}82\text{ g H2O}$$

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0{,}68\ \mathrm{g\ LiOH}}{5{,}82\ \mathrm{g\ H_2O}}\ \frac{1\ \mathrm{mol\ LiOH}}{24\ \mathrm{g\ LiOH}}\ \frac{10^3\ \mathrm{g\ H_2O}}{1\ \mathrm{kg\ H_2O}} = \mathbf{4{,}8\ m}$$

b) La concentración de la disolución expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0{,}68\ \mathrm{g\ LiOH}}{6{,}5\ \mathrm{g\ disolución}}100 = \mathbf{10{,}4\%}$$

c) La concentración molar de la disolución es:

$$\frac{0{,}68\ \mathrm{g\ LiOH}}{6{,}5\ \mathrm{g\ disolución}}\ \frac{1\ \mathrm{mol\ LiOH}}{24\ \mathrm{g\ LiOH}}\ \frac{1{,}07\ \mathrm{g\ disolución}}{1\ \mathrm{mL\ disolución}}\ \frac{10^3\ \mathrm{mL\ disolución}}{1\ \mathrm{L\ disolución}} = \mathbf{4{,}6\ M}$$

d) La nueva disolución contiene la misma cantidad de LiOH y **n** moles de H_2O:

$$\frac{0{,}68\ \mathrm{g\ LiOH}\frac{1\ \mathrm{mol\ LiOH}}{24\ \mathrm{g\ LiOH}}}{0{,}68\ \mathrm{g\ LiOH}\frac{1\ \mathrm{mol\ LiOH}}{24\ \mathrm{g\ LiOH}} + \mathrm{n\ mol\ H_2O}} = 0{,}04 \quad\longrightarrow\quad \mathrm{n} = 0{,}068\ \mathrm{mol\ H_2O}$$

$$0{,}68\ \mathrm{mol\ H_2O}\ \frac{18\ \mathrm{g\ H_2O}}{1\ \mathrm{mol\ H_2O}} = 12{,}24\ \mathrm{g\ H_2O}$$

Como la disolución ya contiene 5,82 g de H_2O, la masa de esta sustancia a añadir es:

$$12{,}24\ \mathrm{g\ H_2O}\ \text{(total)} - 5{,}82\ \mathrm{g\ H_2O}\ \text{(inicial)} = \mathbf{6{,}42\ g\ H_2O}\ \textbf{(añadida)}$$

3.3. En 1000 g de agua a 20°C se disuelven 725 L de amoníaco, medidos a 20°C y 744 mmHg. La disolución resultante tiene una densidad de 0,882 g·cm^{-3}. Calcula la molaridad de la disolución y el aumento de volumen que experimenta el agua al disolver el amoníaco gaseoso.

(Canarias 1998)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de NH_3 que se disuelven en el agua es:

$$\mathrm{n} = \frac{744\ \mathrm{mmHg}\cdot 725\ \mathrm{L}}{0{,}082\ \mathrm{atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}}(20+273)\ \mathrm{K}}\ \frac{1\ \mathrm{atm}}{760\ \mathrm{mmHg}} = 29{,}5\ \mathrm{mol\ NH_3}$$

La masa correspondiente es:

$$29{,}5\ \mathrm{mol\ NH_3}\frac{17\ \mathrm{g\ NH_3}}{1\ \mathrm{mol\ NH_3}} = 501{,}5\ \mathrm{g\ NH_3}$$

La masa total de disolución resultante es:

$$1000\ \mathrm{g\ H_2O} + 501{,}5\ \mathrm{g\ NH_3} = 1501{,}5\ \mathrm{g\ disolución}$$

El volumen ocupado por la disolución es:

$$1501{,}5\ \mathrm{g\ disolución}\frac{1\ \mathrm{mL\ disolución}}{0{,}882\ \mathrm{g\ disolución}} = 1702\ \mathrm{mL\ disolución}$$

Considerando que el agua tiene densidad 0,998 a la temperatura de 20°C, el volumen ocupado por 1000 g de la misma es:

$$1000\text{ g }H_2O\frac{1\text{ mL }H_2O}{0{,}998\text{ g }H_2O} = 1002\text{ mL }H_2O$$

El aumento de volumen que experimenta el H_2O al disolverse el NH_3 es:

$$\Delta V = 1702\text{ mL disolución} - 1002\text{ mL }H_2O = \mathbf{700\ mL}$$

La concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{29{,}5\text{ mol }NH_3}{1702\text{ mL disolución}}\ \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = \mathbf{17{,}3\ M}$$

3.4. Se tienen dos disoluciones acuosas de ácido clorhídrico, una del 36% en masa y ρ = 1,1791 g/cm³ y otra del 5% en masa y ρ = 1,0228 g/cm³. Calcule el volumen que debe tomarse de cada una de ellas para preparar 500 cm³ de una disolución del 15% en masa con una ρ = 1,0726 g/cm³. Resuelva el problema suponiendo que los volúmenes son aditivos y suponiendo que no lo son.

(Extremadura 1998)

La masa de la disolución a preparar (15%) es:

$$500\text{ mL HCl }15\%\frac{1{,}0726\text{ g HCl }15\%}{1\text{ mL HCl }15\%} = 536{,}3\text{ g HCl }15\%$$

La masa de HCl contenida en dicha disolución es:

$$536{,}3\text{ g HCl }15\%\frac{15\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl }15\%} = 80{,}445\text{ g HCl}$$

▪ Suponiendo **volúmenes aditivos** y que se desean preparar 500 mL de disolución:

La cantidad de HCl en V_1 mL de la disolución concentrada (36%) es:

$$\mathbf{V_1}\text{ mL HCl }36\%\frac{1{,}1791\text{ g HCl }36\%}{1\text{ mL HCl }36\%}\ \frac{36\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl }36\%} = 0{,}4245\ \mathbf{V_1}\text{ g HCl}$$

La cantidad de HCl en V_2 mL de la disolución diluida (5%) es:

$$\mathbf{V_2}\text{ mL HCl }5\%\frac{1{,}0228\text{ g HCl }5\%}{1\text{ mL HCl }5\%}\ \frac{5\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl }5\%} = 0{,}0511\ \mathbf{V_2}\text{ g HCl}$$

Resolviendo el sistema:

$$\left.\begin{array}{r}\mathbf{V_1} + \mathbf{V_2} = 500\\ 0{,}4245\ \mathbf{V_1} + 0{,}0511\ \mathbf{V_2} = 80{,}445\end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l}\mathbf{V_1 = 147\ mL\ HCl\ 36\%}\\ \mathbf{V_2 = 353\ mL\ HCl\ 5\%}\end{array}\right.$$

▪ Suponiendo **volúmenes no aditivos** y que se desean preparar 500 mL de disolución:

La cantidad de HCl en m_1 g de la disolución concentrada (36%) es:

$$\mathbf{m_1}\text{ g HCl }36\%\frac{36\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl }36\%} = 0{,}36\ \mathbf{m_1}\text{ g HCl}$$

La cantidad de HCl en m_2 mL de la disolución diluida (5%) es:

$$\mathbf{m_2}\text{ g HCl 5\%}\frac{\text{5 g HCl}}{\text{100 g HCl 5\%}} = 0{,}05\ \mathbf{m_2}\text{ g HCl}$$

Resolviendo el sistema:

$$\left.\begin{aligned}\mathbf{m_1} + \mathbf{m_2} = 536{,}3\\ 0{,}36\ \mathbf{m_1} + 0{,}05\ \mathbf{m_2} = 80{,}445\end{aligned}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{aligned}&\mathbf{m_1} = 136{,}7\text{ g HCl 36\%}\\ &\mathbf{m_2} = 363{,}3\text{ g HCl 5\%}\end{aligned}\right.$$

Los volúmenes que se deben mezclar son:

$$\begin{cases}136{,}7\text{ g HCl 36\%}\dfrac{\text{1 mL HCl 36\%}}{\text{1,1791 g HCl 36\%}} = \mathbf{116\ mL\ HCl\ 36\%}\\[2ex] 363{,}3\text{ g HCl 5\%}\dfrac{\text{1 mL HCl 5\%}}{\text{1,0228 g HCl 5\%}} = \mathbf{355\ mL\ HCl\ 5\%}\end{cases}$$

3.5. Se dispone de 35 kg de una disolución que tiene la siguiente composición:
Fracción molar de etanol 0,02
Fracción molar de agua 0,98.
a) Calcule la masa de agua que habrá que evaporar de la misma para convertirla en una disolución acuosa 2 m de etanol.
b) Sabiendo que la densidad de la disolución resultante es 0,987 g·cm^{-3}, calcule su molaridad y su temperatura de ebullición.
Dato. Constante ebulloscópica del agua = 0,52 °C·kg·mol^{-1}.

(Castilla y León 2000)

a) Dadas las fracciones molares de los componentes de la disolución se puede calcular la fracción másica de la misma:

$$\frac{0{,}02\text{ mol }C_2H_5OH}{0{,}98\text{ mol }H_2O}\,\frac{46\text{ g }C_2H_5OH}{1\text{ mol }C_2H_5OH}\,\frac{1\text{ mol }H_2O}{18\text{ g }H_2O} = \frac{0{,}92\text{ g }C_2H_5OH}{17{,}64\text{ g }H_2O} \rightarrow \frac{0{,}92\text{ g }C_2H_5OH}{18{,}56\text{ g disolución}}$$

Las masas de C_2H_5OH y de H_2O contenidas en los 35 kg de disolución son:

$$35\text{ kg disolución}\ \frac{10^3\text{ g disolución}}{1\text{ kg disolución}}\,\frac{0{,}92\text{ g }C_2H_5OH}{18{,}56\text{ g disolución}} = 1735\text{ g }C_2H_5OH$$

$$35\text{ kg disolución} - 1735\text{ g }C_2H_5OH\frac{1\text{ kg }C_2H_5OH}{10^3\text{ g }C_2H_5OH} = 33{,}625\text{ kg }H_2O$$

Llamando x a los kg de H_2O a evaporar de la disolución anterior para que sea 2 molal:

$$2 = \frac{1735\text{ g }C_2H_5OH}{(33{,}625 - x)\text{ kg }H_2O}\,\frac{46\text{ g }C_2H_5OH}{1\text{ mol }C_2H_5OH} \longrightarrow x = \mathbf{14{,}8\ kg\ H_2O}$$

b) Si a la disolución anterior se le han evaporado 14,8 kg de H_2O quedan (35 –14,8) = 20,2 kg de disolución que contienen 1735 g de C_2H_5OH.

Sabiendo que la densidad de la disolución es 0,897 g·cm^{-3}, es decir, 0,897 kg·L^{-1}, la concentración molar es:

$$\frac{1735 \text{ g } C_2H_5OH}{20{,}2 \text{ kg disolución}} \frac{46 \text{ g } C_2H_5OH}{1 \text{ mol } C_2H_5OH} \frac{0{,}897 \text{ kg disolución}}{1 \text{ L disolución}} = \mathbf{1{,}67\ M}$$

La temperatura de ebullición de una disolución se calcula mediante la expresión:

$$\Delta T_{eb} = k_{eb}\ m\ [1+\alpha\ (n-1)] \longrightarrow \begin{cases} k_{eb} = \text{constante crioscópica} \\ m = \text{concentración molal} \\ \alpha = \text{grado de disociación iónica} \\ n = \text{número de iones} \end{cases}$$

Teniendo en cuenta que se trata de una disolución acuosa de C_2H_5OH, soluto no iónico ($\alpha \approx 0$) con lo que la expresión se simplifica a:

$$\Delta T_{eb} = k_{eb}\ m \longrightarrow \Delta T_{eb} = 0{,}52 \frac{°C \cdot kg}{mol} 2 \frac{mol}{kg} = 1{,}04°C$$

Considerando que el disolvente es H_2O que tiene una T_{eb} = 100°C, la temperatura de ebullición de la disolución es:

$$T_{eb} = 100°C + \Delta T_{eb} = \mathbf{101{,}4°C}$$

3. 6. ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa en la que la fracción molar del soluto es 0,1?

(Canarias 2000)

En cualquier mezcla binaria se cumple que:

$$x_{soluto} + x_{disolvente} = 1 \longrightarrow x_{disolvente} = 0{,}9$$

Tomando como base de cálculo una cantidad de disolución que contenga 0,1 moles de soluto, también contendrá 0,9 moles de H_2O.

La molalidad de la disolución es:

$$\frac{0{,}1 \text{ mol soluto}}{1 \text{ mol } H_2O} \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \frac{10^3 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O} = \mathbf{6{,}2\ m}$$

3.7. Se dispone de dos disoluciones A y B. La disolución A contiene 6,00 g de CH_3OH en 1 kg de H_2O y la disolución B está formada por 6,00 g de CH_3OH y 1 kg de CCl_4. A 20°C, la densidad de la disolución A es menor que la densidad de la disolución B. Indique cuál de las siguientes proposiciones relativas a estas disoluciones es cierta:
a) Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad.
b) Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.
c) Las fracciones molares de CH_3OH en A y B son iguales.
d) El porcentaje de CH_3OH es diferente en A y B.

(Canarias 2000) (Castilla y León 2001)

Ambas disoluciones contienen igual masa de soluto (m_s) y por tanto, moles de soluto (n), idéntica masa de disolución (m_D) y de disolvente (m_d), y además, respecto de las densidades, expresadas en kg/L, se cumple que $\rho_A < \rho_B$.

a) Falso. Si $M_A = M_B$:

$$\left.\begin{array}{l} M_A = \dfrac{\text{n mol } CH_3OH}{m_D \text{ kg A} \dfrac{1 \text{ L A}}{\rho_A \text{ kg A}}} \\ \\ M_B = \dfrac{\text{n mol } CH_3OH}{m_D \text{ kg B} \dfrac{1 \text{ L B}}{\rho_B \text{ kg B}}} \end{array}\right\} \longrightarrow \quad \frac{M_A}{M_B} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

Como $\rho_A < \rho_B$ se cumple que $M_A < M_B$.

b) **Verdadero**. Si $m_A = m_B$:

$$\left.\begin{array}{l} m_A = \dfrac{\text{n mol } CH_3OH}{m_d \text{ kg disolvente}} \\ \\ m_B = \dfrac{\text{n mol } CH_3OH}{m_d \text{ kg disolvente}} \end{array}\right\} \longrightarrow \quad \mathbf{m_A = m_B}$$

c) Falso. Si $x_A = x_B$:

$$\left.\begin{array}{l} x_A = \dfrac{\text{n mol } CH_3OH}{\text{n mol } CH_3OH + 10^3 \text{ g } H_2O \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O}} \\ \\ x_B = \dfrac{\text{n mol } CH_3OH}{\text{n mol } CH_3OH + 10^3 \text{ g } CCl_4 \dfrac{1 \text{ mol } CCl_4}{154 \text{ g } CCl_4}} \end{array}\right\} \longrightarrow \quad \frac{x_A}{x_B} = \frac{n + \dfrac{1000}{154}}{n + \dfrac{1000}{18}} < 1$$

Como se observa, la disolución cuyo disolvente tiene mayor masa molar (CCl_4) tiene mayor fracción molar.

d) Falso. Si % CH_3OH (A) ≠ % CH_3OH (B):

$$\left.\begin{array}{l} \%A = \dfrac{m_s \text{ g } CH_3OH}{m_D \text{ g disolución}} 100 \\ \\ \%B = \dfrac{m_s \text{ g } CH_3OH}{m_D \text{ g disolución}} 100 \end{array}\right\} \longrightarrow \quad \frac{\%A}{\%B} = 1$$

Como se observa, % CH_3OH (A) = % CH_3OH (B).

La respuesta correcta es la **b**.

3.8. Un ácido sulfúrico concentrado tiene una densidad de 1,81 g·cm^{-3} y es del 91% en masa de ácido puro. Calcule el volumen de esta disolución concentrada que se debe tomar para preparar 500 cm^3 de disolución 0,5 M.

(Canarias 2000)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar 500 cm^3 de disolución de H_2SO_4 0,5 M es:

$$500 \text{ cm}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 0,5 M} \frac{0,5 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L } H_2SO_4 \text{ 0,5 M}} \frac{1 \text{ L } H_2SO_4 \text{ 0,5 M}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ } H_2SO_4 \text{ 0,5 M}} \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 24,5 \text{ g } H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 concentrado de riqueza 91% en masa y densidad 1,81 g·cm^{-3}:

$$24{,}5\text{ g }H_2SO_4\frac{100\text{ g }H_2SO_4\text{ 91\%}}{91\text{ }H_2SO_4}\frac{1\text{ cm}^3\text{ }H_2SO_4\text{ 91\%}}{1{,}81\text{ g }H_2SO_4\text{ 91\%}}=\mathbf{14{,}9\text{ cm}^3\text{ }H_2SO_4\text{ 91\%}}$$

3.9. Se dispone de una disolución (Disolución A) de ácido clorhídrico del 36% en peso y densidad 1,18 g·cm^{-3}.
a) Calcular el volumen que hay que añadir de esta disolución a 1 litro de otra disolución de ácido clorhídrico del 12% en peso y densidad 1,06 g·cm^{-3} para que la disolución resultante sea exactamente del 25% en peso.
b) ¿Qué volumen de la disolución A hay que añadir a 500 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 0,92 M para que la nueva disolución resulte exactamente 1 M?
c) ¿Qué volumen de la disolución A se necesita para neutralizar 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 100 g·L^{-1}?
(Murcia 2000)

a) Las masas de disolución y HCl contenidas en 1 L de disolución diluida de HCl (12%) son:

$$1\text{ L HCl 12\%}\frac{10^3\text{ cm}^3\text{ HCl 12\%}}{1\text{ L HCl 12\%}}\frac{1{,}06\text{ g HCl 12\%}}{1\text{ cm}^3\text{ HCl 12\%}}=1060\text{ g HCl 12\%}$$

$$1060\text{ g HCl 12\%}\frac{12\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl 12\%}}=127{,}2\text{ g HCl}$$

Las masas de disolución y HCl contenidas en x mL de disolución concentrada de HCl (36%) son:

$$x\text{ cm}^3\text{ HCl 36\%}\frac{1{,}18\text{ g HCl 36\%}}{1\text{ cm}^3\text{ HCl 36\%}}=1{,}18\text{ x g HCl 36\%}$$

$$1{,}18\text{ x g HCl 36\%}\frac{36\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl 36\%}}=0{,}425\text{ x g HCl}$$

Si se mezclan x cm^3 de HCl 36% con 1 L de HCl del 12% se obtiene una disolución de concentración 25% en masa de HCl:

$$1{,}18\text{ x g HCl 36\%}\frac{(127{,}2+0{,}425\text{ x})\text{ g HCl}}{(1060+1{,}18\text{ x})\text{ g HCl 25\%}}100=25\% \longrightarrow x=\mathbf{1062\text{ cm}^3\text{ HCl 36\%}}$$

b) El número de moles de HCl contenidos en 500 mL disolución de HCl 0,92 M es:

$$500\text{ mL HCl 0,92 M}\frac{1\text{ L HCl 0,92 M}}{10^3\text{ mL HCl 0,92 M}}\frac{0{,}92\text{ mol HCl}}{1\text{ L HCl 0,92 M}}=0{,}46\text{ mol HCl}$$

El número de moles de HCl contenidos en y mL de disolución concentrada de HCl (36%) es:

$$y\text{ mL HCl 36\%}\frac{1{,}18\text{ g HCl 36\%}}{1\text{ mL HCl 36\%}}\frac{36\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl 36\%}}\frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}}=1{,}16\cdot10^{-2}\text{ y mol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, al mezclar ambas disoluciones se debe obtener una disolución de concentración 1 M:

$$\frac{(0{,}46+1{,}16\cdot10^{-2}\text{ y})\text{ mol HCl}}{(500+10^{-3}\text{ y})\text{ L HCl 1 M}}=1\text{ M} \longrightarrow x=\mathbf{4\text{ mL HCl 36\%}}$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NaOH es:

$$\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{NaCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$

El número de moles de NaOH contenidos en 50 mL de disolución de NaOH de concentración 100 g/L es:

$$50\ \text{mL NaOH 100 g/L} \frac{100\ \text{g NaOH}}{10^3\ \text{mL NaOH 100 g/L}} \frac{1\ \text{mol NaOH}}{40\ \text{g NaOH}} = 0{,}125\ \text{mol NaOH}$$

Relacionando NaOH con la disolución de HCl 36% (A):

$$0{,}125\ \text{mol NaOH} \frac{1\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol NaOH}} \frac{1\ \text{mL HCl 36\%}}{1{,}16{\cdot}10^{-2}\ \text{mol HCl}} = \mathbf{10{,}8\ mL\ HCl\ 36\%}$$

3.10. A diferencia del agua, que reacciona violentamente con los metales alcalinos, el amoníaco líquido se combina con ellos formando disoluciones de intenso color azul. Suponiendo que tiene 1707 g de una disolución de sodio en amoníaco líquido, siendo la fracción molar del metal 0,0937, ¿cuántos gramos de amoníaco debería evaporar si necesita que la fracción molar aumente a 0,1325?

(Extremadura 2001) (Castilla y León 2001)

Una disolución que tiene fracción molar 0,0937 para uno de sus componentes, para el otro la fracción molar es (1 – 0,0937) = 0,9063.

Convirtiendo la razón molar en razón másica y fracción másica:

$$\frac{0{,}0937\ \text{mol Na}}{0{,}9063\ \text{mol NH}_3} \frac{23\ \text{g Na}}{1\ \text{mol Na}} \frac{1\ \text{mol NH}_3}{17\ \text{g NH}_3} = \frac{0{,}14\ \text{g Na}}{\text{g NH}_3} \rightarrow \frac{0{,}14\ \text{g Na}}{1{,}14\ \text{g disolución}}$$

Las masas de Na y NH_3 contenidas en 1707 g de la disolución anterior son:

$$1707\ \text{g disolución} \frac{0{,}14\ \text{g Na}}{1{,}14\ \text{g disolución}} = 210\ \text{g Na}$$

$$1707\ \text{g disolución} - 210\ \text{g Na} = 1497\ \text{g NH}_3$$

Una disolución que tiene fracción molar 0,1325 para uno de sus componentes, para el otro la fracción molar es (1 – 0,1325) = 0,8675.

Convirtiendo la razón molar en razón másica:

$$\frac{0{,}1325\ \text{mol Na}}{0{,}8675\ \text{mol NH}_3} \frac{23\ \text{g Na}}{1\ \text{mol Na}} \frac{1\ \text{mol NH}_3}{17\ \text{g NH}_3} = \frac{0{,}207\ \text{g Na}}{\text{g NH}_3}$$

Si la disolución dada contiene 210 g de Na y lo que se evapora es NH_3, la masa de éste necesaria para obtener la disolución resultante es:

$$210\ \text{g Na} \frac{1\ \text{g NH}_3}{0{,}207\ \text{g Na}} = 1014\ \text{g NH}_3$$

La masa de NH_3 a evaporar es:

$$1497\ \text{g NH}_3\ \text{(inicial)} - 1014\ \text{g NH}_3\ \text{(final)} = \mathbf{483\ g\ NH_3\ (a\ evaporar)}$$

3.11. La concentración una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se expresa usualmente de la forma "agua oxigenada de x volúmenes". Esto quiere decir que una determinada cantidad de disolución puede producir x veces su volumen de oxígeno gaseoso en c.n. El oxígeno proviene de la disociación del peróxido de hidrógeno en agua y oxígeno.
a) ¿Cuál es la molaridad en H_2O_2 de un agua oxigenada de 8 volúmenes?
b) Proponga una estructura molecular para el H_2O_2, justificando su geometría en función de la naturaleza de sus enlaces.

(Extremadura 2001)

a) La expresión 8 volúmenes quiere decir que hay:

$$\frac{8\ \text{mL}\ O_2}{\text{mL disolución}\ H_2O_2}$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición del H_2O_2 es:

$$2\ H_2O_2\ (aq) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l) + O_2\ (g)$$

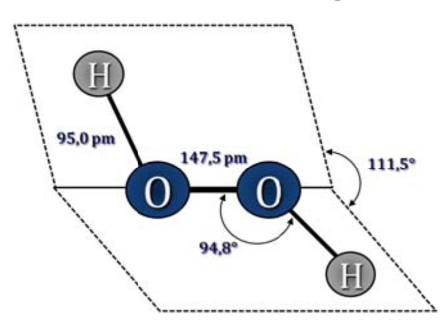
Relacionando O_2 con H_2O_2:

$$\frac{8\ \text{mL}\ O_2}{\text{mL disolución}\ H_2O_2}\ \frac{1\ \text{mmol}\ O_2}{22{,}4\ \text{mL}\ O_2}\ \frac{2\ \text{mmol}\ H_2O_2}{1\ \text{mmol}\ O_2} = \mathbf{0{,}71\ M}$$

b) La estructura de Lewis del H_2O_2 es:

H:Ö:Ö:H

Según el modelo RPECV se trata una sustancia cuya distribución de ligandos y pares de electrones solitarios alrededor de cada átomo central se ajusta a la fórmula AX_2E_2 a la que corresponde un número estérico (m+n) = 4 por lo que la disposición es tetraédrica respecto a cada átomo de oxígeno y la geometría es como llaman algunos autores con **"forma de libro"**.



3.12. Se necesita 1 litro de un cierto ácido sulfúrico para reaccionar totalmente con 1 kg de carbonato sódico anhidro. Calcular la molaridad de este ácido y cómo podría prepararse por dilución a partir de otro ácido sulfúrico concentrado con una densidad de 1,830 g/mL y que contiene 93,64% de H_2SO_4.

(Baleares 2002)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Na_2CO_3 y H_2SO_4 es:

$$Na_2CO_3\ (s) + H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow Na_2SO_4\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

Relacionando Na_2CO_3 y H_2SO_4:

$$1000\text{ g Na}_2\text{CO}_3\frac{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106\text{ g Na}_2\text{CO}_3}\frac{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1\text{ mol Na}_2\text{CO}_3}=9{,}43\text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

La molaridad de la disolución ácida es:

$$\frac{9{,}43\text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1\text{ L disolución}}=\mathbf{9{,}43\ M}$$

La masa de disolución de H_2SO_4 de riqueza 93,64% necesaria para preparar 1 L de disolución 9,43 M es:

$$9{,}43\text{ mol H}_2\text{SO}_4\frac{98\text{ g H}_2\text{SO}_4}{1\text{ mol H}_2\text{SO}_4}\frac{100\text{ g H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\%}{93{,}64\text{ g H}_2\text{SO}_4}=\mathbf{987\ g\ H_2SO_4\ 93{,}64\%}$$

El procedimiento experimental es:

▪ Se pesan 987 g de H_2SO_4 del 93,64%.

▪ Se introduce un poco de agua en un recipiente con capacidad para un litro de disolución.

▪ Se añaden lentamente los 987 g de H_2SO_4 del 93,64% a la vez que se agita con cuidado la mezcla.

▪ El proceso de disolución del ácido sulfúrico en agua es fuertemente exotérmico, por lo que una vez que la mezcla se haya enfriado, se completa con agua hasta obtener 1 L de disolución.

También se podría haber calculado el volumen correspondiente a los 987 g de H_2SO_4 del 93,64% a añadir:

$$100\text{ g H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\%\frac{1\text{ mL H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\%}{1{,}830\text{ g H}_2\text{SO}_4\ 93{,}64\%}=\mathbf{539\ mL\ H_2SO_4\ 93{,}64\%}$$

pero en el laboratorio resulta más problemático medir ese volumen con una probeta que medir la masa con una balanza.

3.13. La legislación medioambiental establece los siguientes límites para las concentraciones de iones de metales pesados en los vertidos de aguas residuales:

cadmio < 0,05 ppm *aluminio < 0,5 ppm.*

Un laboratorio de análisis de metales pesados genera como residuo una disolución acuosa que es 10^{-5} M en nitrato de aluminio y 10^{-5} M en nitrato de cadmio. Calcule:
a) El contenido de los iones Al^{3+} y Cd^{2+} de dicha disolución expresados en mg/L.
b) El volumen de agua pura que debe mezclarse con cada litro de esta disolución para que el vertido cumpla la legislación vigente.

(Castilla y León 2002)

a) Por tratarse de disoluciones acuosas diluidas se puede considerar la concentración en ppm como mg soluto/L agua.

La concentración de Al^{3+} de la disolución, expresada en mg/L, es:

$$\frac{10^{-5}\text{ mol Al(NO}_3)_3}{1\text{ L disolución}}\frac{1\text{ mol Al}^{3+}}{1\text{ mol Al(NO}_3)_3}\frac{27\text{ g Al}^{3+}}{1\text{ mol Al}^{3+}}\frac{10^3\text{ mg Al}^{3+}}{1\text{ g Al}^{3+}}=\mathbf{0{,}27}\,\frac{\mathbf{mg\ Al^{3+}}}{\mathbf{L}}$$

El valor 0,27 ppm < 0,5 ppm, valor máximo permitido por la legislación, por lo tanto respecto al Al^{3+} se puede realizar el vertido sin problemas.

La concentración de Cd^{2+}, expresada en ppm, de la disolución es:

$$\frac{10^{-5}\ \text{mol Cd(NO}_3)_2}{1\ \text{L disolución}}\ \frac{1\ \text{mol Cd}^{2+}}{1\ \text{mol Cd(NO}_3)_2}\ \frac{112{,}4\ \text{g Cd}^{2+}}{1\ \text{mol Cd}^{2+}}\ \frac{10^3\ \text{mg Cd}^{2+}}{1\ \text{g Cd}^{2+}} = \mathbf{1{,}12}\ \frac{\mathbf{mg\ Cd^{2+}}}{\mathbf{L}}$$

El valor 1,12 ppm > 0,05 ppm, valor máximo permitido por la legislación, por lo tanto **respecto al Cd^{2+} será necesario diluir** para poder realizar el vertido del agua contaminada.

b) Considerando volúmenes aditivos, y llamando **V** a los litros de agua a añadir para conseguir la concentración permitida en el caso del Cd:

$$\frac{1{,}12\ \text{mg Cd}^{2+}}{(1+\text{V})\ \text{L disolución}} = 0{,}05\ \frac{\text{mg Cd}^{2+}}{\text{L disolución}} \qquad \longrightarrow \qquad \mathbf{V = 21{,}5\ L\ H_2O}$$

3.14. En la fabricación de ácido sulfúrico por el método de las cámaras de plomo, ahora en desuso, se obtiene un ácido sulfúrico con una riqueza del 63,66% en masa. Calcule la cantidad de agua que se debe evaporar, por kg de mezcla inicial, para concentrar dicho ácido hasta un 75% en masa de riqueza.

(Castilla y León 2003)

Las masas de H_2SO_4 y H_2O contenidas en 1 kg de disolución de riqueza 63,66% es:

$$10^3\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 63{,}66\%\ \frac{63{,}66\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 63{,}66\%} = 636{,}6\ \text{g H}_2\text{SO}_4$$

Llamando x a la masa de H_2O que debe evaporar de la disolución anterior para tener una riqueza del 75%:

$$\frac{636{,}6\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{(1000 - \text{x})\ \text{g disolución}}\ 100 = 75\% \qquad \longrightarrow \qquad \text{x} = \mathbf{151{,}2\ g\ H_2O}$$

3.15. Se desean preparar 30 g de una disolución al 60% <u>en peso</u> de etanol. Para ello, partiremos de una disolución acuosa de etanol al 96% <u>en volumen</u> y de agua destilada. A la temperatura de trabajo, la densidad de la disolución de etanol al 96% es 0,81 g/mL y la densidad del agua 1,000 g/mL.
¿Qué volumen de ambas sustancias tendremos que mezclar para preparar la disolución?
Calcule también la fracción molar del etanol en la disolución obtenida.
Dato: densidad del etanol absoluto = 0,79 g/mL.

(Murcia 2004)

Las masas de etanol, C_2H_6O, y de agua contenidas en 30 g de disolución de etanol al 60% en peso son:

$$30\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O 60\% (w/w)}\ \frac{60\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}}{100\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O 60\% (w/w)}} = 18\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}$$

$$30\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O 60\% (w/w)} - 18\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O} = 12\ \text{g H}_2\text{O}$$

Relacionando el etanol absoluto (100%) con la disolución del 96% en volumen:

$$18\ \text{g C}_2\text{H}_6\text{O}\ \frac{1\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}}{0{,}79\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}}\ \frac{100\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O 96\% (v/v)}}{96\ \text{mL C}_2\text{H}_6\text{O}} = \mathbf{23{,}7\ mL\ C_2H_6O\ 96\%\ (v/v)}$$

El volumen de agua a añadir:

$$23{,}7\text{ mL } C_2H_6O\ 96\%\ (v/v)\ \frac{0{,}81\text{ g } C_2H_6O\ 96\%\ (v/v)}{1\text{ mL } C_2H_6O\ 96\%\ (v/v)} = 19{,}2\text{ g } C_2H_6O\ 96\%\ (v/v)$$

$$[30\text{ g } C_2H_6O\ 60\%\ (w/w) - 19{,}2\text{ g } C_2H_6O\ 96\%\ (v/v)]\text{ g } H_2O\ \frac{1\text{ mL } H_2O}{1{,}000\text{ g } H_2O} = \mathbf{10{,}8\ mL\ H_2O}$$

La fracción molar de la disolución obtenida es:

$$x_{C_2H_6O} = \frac{18\text{ g } C_2H_6O\ \frac{1\text{ mol } C_2H_6O}{46\text{ g } C_2H_6O}}{18\text{ g } C_2H_6O\ \frac{1\text{ mol } C_2H_6O}{46\text{ g } C_2H_6O} + 12\text{ g } H_2O\ \frac{1\text{ mol } H_2O}{18\text{ g } H_2O}} = \mathbf{0{,}37}$$

3.16. Al preparar una disolución al 50% de hidróxido potásico partiendo de un producto comercial con un 90% de riqueza, se agregó un exceso de agua, resultando una lejía del 45%. ¿Cuánto producto comercial debe añadirse a 200 gramos de esta disolución para tener la concentración deseada?

(Galicia 2004)

La masa de KOH contenida en 200 g de disolución de KOH al 45% en masa es:

$$200\text{ g KOH } 45\%\ \frac{45\text{ g KOH}}{100\text{ g KOH } 45\%} = 90\text{ g KOH}$$

La masa de KOH contenida en x g de disolución de KOH al 60% en masa es:

$$x\text{ g KOH } 60\%\ \frac{60\text{ g KOH}}{100\text{ g KOH } 60\%} = 0{,}6\ x\text{ g KOH}$$

Al mezclar ambas disoluciones se puede obtener una cuya concentración sea del 50% en masa:

$$\frac{(90+0{,}6\ x)\text{ g KOH}}{(x+200)\text{ g KOH } 50\%}\ 100 = 50\% \longrightarrow x = \mathbf{100\ g\ KOH\ 60\%}$$

3.17. Se prepara una disolución mezclando 30 mL de agua, de densidad 1000 kg/m³ y 40 mL de acetona de densidad 0,6 g/cm³. La densidad de la disolución resultante es igual a 0,9 kg/L. Calcula la concentración de acetona expresada en % en masa y en molaridad.

(Baleares 2005)

Las masas de H_2O y de C_3H_6O que se mezclan son:

$$30\text{ mL } H_2O\ \frac{1000\text{ kg } H_2O}{1\text{ m}^3\ H_2O}\ \frac{1000\text{ g } H_2O}{1\text{ kg } H_2O}\ \frac{1\text{ m}^3\ H_2O}{10^6\text{ mL } H_2O} = 30\text{ g } H_2O$$

$$40\text{ mL } C_3H_6O\ \frac{0{,}6\text{ g } C_3H_6O}{1\text{ mL } C_3H_6O} = 24\text{ g } C_3H_6O$$

La concentración de la disolución expresada como % en masa es:

$$\frac{24\text{ g } C_3H_6O}{(24+30)\text{ g disolución}}\ 100 = \mathbf{44\%\ C_3H_6O}$$

La concentración molar de la disolución es:

$$\frac{24\text{ g } C_3H_6O}{(24+30)\text{ g disolución}}\frac{1\text{ mol } C_3H_6O}{58\text{ g } C_3H_6O}\frac{10^3\text{ g disolución}}{1\text{ kg disolución}}\frac{0,9\text{ kg disolución}}{1\text{ L disolución}} = \mathbf{6,9\ M}$$

3.18. Calcula el volumen de ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno) comercial (ρ = 1,8 g·cm^{-3} y riqueza 90% en masa) que se necesita para preparar 500 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico 0,1 M.

(Canarias 2006)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar 500 cm^3 de la disolución 0,1 M es:

$$500\text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 0,1\text{ M}\frac{1\text{ L } H_2SO_4\ 0,1\text{ M}}{10^3\text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 0,1\text{ M}}\frac{0,1\text{ mol } H_2SO_4}{1\text{ L } H_2SO_4\ 0,1\text{ M}}\frac{98\text{ g } H_2SO_4}{1\text{ mol } H_2SO_4} = 4,9\text{ g } H_2SO_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 comercial de riqueza 90% y ρ = 1,8 g·cm^{-3}, el volumen que se necesita es:

$$4,9\text{ g } H_2SO_4\frac{100\text{ g } H_2SO_4\ 90\%}{90\text{ g } H_2SO_4}\frac{1\text{ cm}^3\ H_2SO_4\ 90\%}{1,8\text{ g } H_2SO_4\ 90\%} = \mathbf{3\ cm^3\ H_2SO_4\ 90\%}$$

3.19. Calcula los gramos de soluto que es preciso añadir a 400 mL de una disolución de riqueza 30% y densidad 1,32 g·mL^{-1} para convertirla en otra del 40%.

(Baleares 2006)

Las masas de disolución y de soluto de 400 mL de una disolución de riqueza 30% es:

$$400\text{ mL disolución 30\%}\frac{1,32\text{ g disolución 30\%}}{1\text{ mL disolución 30\%}} = 528\text{ g disolución 30\%}$$

$$528\text{ g disolución 30\%}\frac{30\text{ g soluto}}{100\text{ g disolución 30\%}} = 158\text{ g soluto}$$

Llamando x a masa de soluto a añadir a la disolución anterior para que la concentración aumente hasta el 40%:

$$\frac{(158+x)\text{ g soluto}}{(528+x)\text{ g disolución}}100 = 40\% \longrightarrow x = \mathbf{88\ g\ soluto}$$

3.20. La cerveza que se consume corrientemente tiene un 3,5% de contenido en alcohol etílico, C_2H_5OH. Calcula la masa de alcohol presente en una botella que contiene 330 mL ("un tercio") de cerveza suponiendo que la densidad de esta es igual a 1,00 g·cm^{-3}.

(Baleares 2007)

La masa de alcohol etílico (C_2H_5OH) contenida en un botellín de cerveza de 330 mL de disolución es:

$$330\text{ mL cerveza}\frac{1\text{ g cerveza}}{1\text{ mL cerveza}}\frac{3,5\text{ g } C_2H_5OH}{100\text{ g cerveza}} = \mathbf{11,6\ g\ C_2H_5OH}$$

3.21. Se mezclan 30 mL de agua de densidad 1000 kg/m^3 con 40 mL de acetona (CH_3COCH_3) de densidad 0,6 g/mL. La densidad de la disolución resultante es 0,9 kg/L. Calcula la concentración de esta disolución expresada en % masa y en molaridad.

(C. Valenciana 2007)

Las masas de acetona y agua que se mezclan son:

$$40\ \text{mL}\ CH_3COCH_3 \frac{0{,}6\ \text{g}\ CH_3COCH_3}{1\ \text{mL}\ CH_3COCH_3} = 24\ \text{g}\ CH_3COCH_3$$

$$30\ \text{mL}\ H_2O \frac{1\ \text{m}^3\ H_2O}{10^6\ \text{mL}\ H_2O} \frac{1000\ \text{kg}\ H_2O}{1\ \text{m}^3\ H_2O} \frac{10^3\ \text{g}\ H_2O}{1\ \text{kg}\ H_2O} = 30\ \text{g}\ H_2O$$

Aplicando el concepto de porcentaje en masa:

$$\frac{24\ \text{g}\ CH_3COCH_3}{(24\ \text{g}\ CH_3COCH_3 + 30\ \text{g}\ H_2O)\ \text{g disolución}} 100 = \mathbf{44{,}4\%\ CH_3COCH_3}$$

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{24\ \text{g}\ CH_3COCH_3}{54\ \text{g disolución}} \frac{1\ \text{mol}\ CH_3COCH_3}{58\ \text{g}\ CH_3COCH_3} \frac{10^3\ \text{g disolución}}{1\ \text{kg disolución}} \frac{0{,}9\ \text{kg disolución}}{1\ \text{L disolución}} = \mathbf{6{,}9\ M}$$

3.22. Un whisky contiene un 40% en volumen de alcohol. Aproximadamente, el 15% del alcohol ingerido pasa a la sangre. ¿Qué ocurre con el resto del alcohol? ¿Cómo se pierde?
Calcula la concentración en g/cm³ y en mol/L de alcohol en sangre de un hombre tras beber tres whiskies en una fiesta. El hombre tiene 70 kg de peso.
Si la concentración de 0,003 g/cm³ es indicativa de intoxicación etílica, ¿se intoxicó el hombre?
Datos. Alcohol = CH_3CH_2OH; volumen de una copa de whisky = 100 mL; densidad del alcohol = 0,79 kg/L; el volumen de sangre varía según el peso del cuerpo. En un hombre y en litros es el resultado del 8% de la masa corporal.
Como datos curiosos diremos que el máximo permitido para conducir es 0,3 g/L en sangre y que con una cantidad de 4 g/L se entra en coma etílico.
(Galicia 2008)

La masa de CH_3CH_2OH (ρ = 0,79 g·mL^{-1}) que ingiere el hombre al tomar las tres copas es:

$$3\ \text{copas} \frac{100\ \text{mL whisky}}{1\ \text{copa}} \frac{40\ \text{mL}\ CH_3CH_2OH}{100\ \text{mL whisky}} \frac{0{,}79\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{1\ \text{mL}\ CH_3CH_2OH} = 94{,}8\ \text{g}\ CH_3CH_2OH$$

La masa de CH_3CH_2OH que pasa a la sangre es:

$$94{,}8\ \text{g}\ CH_3CH_2OH \frac{15\ \text{g}\ CH_3CH_2OH\ \text{(sangre)}}{100\ \text{g}\ CH_3CH_2OH\ \text{(ingerido)}} = 14{,}2\ \text{g}\ CH_3CH_2OH\ \text{(sangre)}$$

El volumen de sangre de un hombre de 70 kg es:

$$70\ \text{kg} \frac{8\ \text{L sangre}}{100\ \text{kg}} = 5{,}6\ \text{L sangre}$$

Despreciando el volumen ocupado por el alcohol etílico en la sangre, la concentración expresada como g·cm^{-3} es:

$$\frac{14{,}2\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{5{,}6\ \text{L sangre}} \frac{1\ \text{L sangre}}{10^3\ \text{cm}^3\ \text{sangre}} = \mathbf{0{,}0025\ \frac{g\ CH_3CH_2OH}{cm^3\ sangre}}$$

Este valor es mayor que 0,003 g·cm^{-3}, por tanto, el hombre **no sufrió intoxicación etílica**. Sin embargo, este valor es 10 veces superior al permitido por la ley para conducir (0,3 g·L^{-1}).

Despreciando el volumen ocupado por el alcohol etílico en la sangre, la concentración expresada como mol·L^{-1} es:

$$\frac{14{,}2\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{5{,}6\ \text{L sangre}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46\ \text{g}\ CH_3CH_2OH} = \mathbf{0{,}055\ \frac{mol}{L}}$$

El resto de alcohol ingerido se reparte por los órganos del cuerpo y se elimina a través del aliento, orina, sudor.

3.23. Cierta empresa fabrica baterías para automóviles y necesita preparar 4500 L diarios de ácido sulfúrico del 34% de riqueza en peso (densidad 1,25 g/mL). ¿Cuántos litros de ácido sulfúrico concentrado (98% de riqueza en peso, densidad 1,844 g/mL) se requerirán para cubrir las necesidades diarias de las empresa?

(Preselección C. Valenciana 2008)

La masa de disolución del 34% que se necesita es:

$$4500\ \text{L}\ H_2SO_4\ 34\%\ \frac{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 34\%}{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 34\%}\ \frac{1{,}25\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34\%}{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 34\%} = 5{,}63{\cdot}10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34\%$$

La masa de H_2SO_4 que contiene es:

$$5{,}63{\cdot}10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34\%\ \frac{34\ \text{g}\ H_2SO_4}{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 34\%} = 1{,}91{\cdot}10^6\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de disolución del 98%:

$$1{,}91{\cdot}10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\%}{98\ \text{g}\ H_2SO_4} = 1{,}95{\cdot}10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\%$$

El volumen de disolución del 98% es:

$$1{,}95{\cdot}10^6\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\%\ \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98\%}{1{,}844\ \text{g}\ H_2SO_4\ 98\%}\ \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 98\%}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 98\%} = \mathbf{1057\ L\ H_2SO_4\ 98\%}$$

3.24. A partir de ácido clorhídrico comercial de densidad 1,18 g/mL y 36% en peso, se quiere preparar 500 mL de una disolución 0,5 M y posteriormente 100 mL de una disolución 0,1 M a partir de la anterior. Indique los cálculos necesarios y el procedimiento a seguir.
Calcule el número de gramos de H que hay en los últimos 100 mL de disolución, incluyendo los procedentes de agua.

(Murcia 2009)

Para preparar 500 mL de disolución de HCl 0,5 M a partir de HCl de riqueza 36%.

$$500\ \text{mL HCl 0,5 M}\ \frac{1\ \text{L HCl 0,5 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,5 M}}\ \frac{0{,}5\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,5 M}}\ \frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 9{,}1\ \text{g HCl}$$

Como se dispone de HCl comercial de riqueza 36% y ρ = 1,18 g·mL^{-1}, el volumen que se necesita es:

$$9{,}1\ \text{g HCl}\ \frac{100\ \text{g HCl 36\%}}{36\ \text{g HCl}}\ \frac{1\ \text{mL HCl 36\%}}{1{,}18\ \text{g HCl 36\%}} = \mathbf{21{,}5\ mL\ HCl\ 36\%}$$

El procedimiento experimental es:

▪ Se llena con agua hasta su mitad un matraz aforado 500 mL.

▪ Se miden con una pipeta 21,5 mL de HCl de riqueza 36% y se introducen en el matraz aforado.

▪ Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

Para preparar 100 mL de disolución de HCl 0,1 M a partir de HCl 0,5 M

$$100\ \text{mL HCl 0,1 M}\frac{1\ \text{L HCl 0,1 M}}{10^3\ \text{mL HCl 0,1 M}}\frac{0{,}1\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 0,1 M}} = 0{,}01\ \text{mol HCl}$$

Como se dispone de HCl 0,5 M, el volumen que se necesita es:

$$0{,}01\ \text{mol HCl}\frac{1\ \text{L HCl 0,5 M}}{0{,}5\ \text{mol HCl}}\frac{10^3\ \text{mL HCl 0,5 M}}{1\ \text{L HCl 0,5 M}} = \mathbf{20\ mL\ HCl\ 0{,}5\ M}$$

El procedimiento experimental es:

▪ Se llena con agua hasta su mitad un matraz aforado 100 mL.

▪ Se miden con una pipeta 21,5 mL de disolución de HCl 0,5 M y se introducen en el matraz aforado.

▪ Se agita la mezcla y se completa con agua hasta llegar el aforo, cuidando de añadir la última porción de agua con un cuentagotas.

La masa de H contenidos en el HCl añadido es:

$$0{,}01\ \text{mol HCl}\frac{1\ \text{mol H}}{1\ \text{mol HCl}}\frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 0{,}01\ \text{g H}$$

Como la disolución 0,1 M contiene poco soluto se puede suponer que su densidad es 1 g·mL^{-1}, con lo que la masa de H_2O contenida en los 100 mL de disolución 0,1 M es:

$$100\ \text{g HCl 0,1 M} - 0{,}01\ \text{mol HCl}\frac{36{,}5\ \text{g HCl}}{1\ \text{mol HCl}} = 99{,}64\ \text{g}\ H_2O$$

$$99{,}64\ \text{g}\ H_2O\frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\frac{2\ \text{mol H}}{1\ \text{mol}\ H_2O}\frac{1\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 11{,}07\ \text{g H}$$

La masa total de H contenida en la disolución es:

$$0{,}01\ \text{g H} + 11{,}07\ \text{g H} = \mathbf{11{,}08\ g\ H}$$

3.25. El etilenglicol, $CH_2OH–CH_2OH$, o simplemente glicol, es un líquido de densidad 1,115 g/cm^3 que se utiliza como disolvente y anticongelante. ¿Qué volumen de esta sustancia es necesario disolver para preparar 750 mL de una disolución de glicol 0,250 M?

(Baleares 2009)

El número de moles de glicol contenidos en 750 mL de disolución 0,250 M es:

$$750\text{ mL glicol 0,250 M}\frac{1\text{ L glicol 0,250 M}}{10^3\text{ mL glicol 0,250 M}}\frac{0{,}250\text{ mol glicol}}{1\text{ L glicol 0,250 M}}=0{,}1875\text{ mol glicol}$$

El volumen de glicol es:

$$0{,}1875\text{ mol glicol}\frac{62\text{ g glicol}}{1\text{ mol glicol}}\frac{1\text{ cm}^3\text{ glicol}}{1{,}115\text{ g glicol}}=\mathbf{10{,}4\ cm^3\ glicol}$$

3.26. Una disolución de ácido nítrico tiene una densidad de 1,124 g/mL y 20,69% (P/P$_T$). Se toman 40 mL de dicha disolución y se diluyen con agua a 15°C (ρ = 1 g/mL) hasta un volumen de 250 mL. ¿Cuál es la concentración en g/L de la disolución diluida?

(Córdoba 2010)

La masa de HNO_3 contenida en 40 mL de disolución de riqueza 20,69% es:

$$40\text{ mL }HNO_3\text{ 20,69\%}\frac{1{,}124\text{ g }HNO_3\text{ 20,69\%}}{1\text{ mL }HNO_3\text{ 20,69\%}}\frac{20{,}69\text{ g }HNO_3}{100\text{ g }HNO_3\text{ 20,69\%}}=9{,}3\text{ g }HNO_3$$

La concentración de la disolución es:

$$\frac{9{,}3\text{ g }HNO_3}{250\text{ mL disolución}}\frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}}=\mathbf{37{,}2\ g/L}$$

3.27. Se mezclan 50 mL de una disolución que contiene 54,6 g de sulfato de amonio en 500 mL de disolución con 75 mL de otra disolución 0,52 M de la misma sal. De la disolución resultante de la mezclan se toman 30 mL y se diluyen con agua hasta obtener 100 mL de disolución final. Calcule la concentración de la disolución final expresando el resultado en concentración molar y ppm.

(Castilla y León 2011)

La concentración molar de la disolución (A) es:

$$\frac{54{,}6\text{ g }(NH_4)_2SO_4}{500\text{ mL disolución A}}\frac{1\text{ mol }(NH_4)_2SO_4}{132\text{ g }(NH_4)_2SO_4}\frac{1000\text{ mL disolución A}}{1\text{ L disolución A}}=0{,}827\text{ M}$$

El número de mmoles de soluto contenidos en 50 mL de esta disolución es:

$$50\text{ mL disolución A}\ \frac{0{,}827\text{ mmol }(NH_4)_2SO_4}{1\text{ mL disolución A}}=41\text{ mmol }(NH_4)_2SO_4$$

El número de mmoles de soluto contenidos en 75 mL de la disolución B (0,52 M) es:

$$75\text{ mL disolución B}\ \frac{0{,}52\text{ mmol }(NH_4)_2SO_4}{1\text{ mL disolución B}}=39\text{ mmol }(NH_4)_2SO_4$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución resultante (C) de mezclar los volúmenes dados de las disoluciones A y B es:

$$\frac{(41+39)\text{ mmol }(NH_4)_2SO_4}{(50+75)\text{ mL disolución C}}=0{,}64\text{ M}$$

El número de mmoles de soluto contenidos en 30 mL de la disolución C es:

$$30\text{ mL disolución C}\ \frac{0{,}64\text{ mmol }(NH_4)_2SO_4}{1\text{ mL disolución C}}=19{,}2\text{ mmol }(NH_4)_2SO_4$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución final (D) obtenida al diluir en agua el volumen dado de la disolución C:

$$\frac{19{,}2\ \text{mmol}\ (NH_4)_2SO_4}{100\ \text{mL disolución D}} = \mathbf{0{,}192\ M}$$

La concentración de la disolución final (D) expresada en ppm es:

$$\frac{0{,}192\ \text{mmol}\ (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{mL disolución D}}\ \frac{132\ \text{mg}\ (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{mmol}\ (NH_4)_2SO_4}\ \frac{10^3\ \text{mL disolución D}}{1\ \text{L disolución D}} = \mathbf{25344\ ppm}$$

3.28. El término “proof” que aparece en las botellas de bebidas alcohólicas se define como el doble del porcentaje en volumen de etanol puro en la disolución. Así, una disolución del 95% (v/v) de etanol es 190 proof. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que sea 92 “proof”?

(Datos. Etanol, CH_3CH_2OH; densidad del etanol: 0,8 g/cm^3; densidad del agua: 1 g/cm^3)

(C. Valenciana 2011)

Tomando como base de cálculo 100 mL de bebida y aplicando el concepto de molaridad

$$M = \frac{46\ \text{mL}\ CH_3CH_2OH}{100\ \text{mL bebida}}\ \frac{0{,}8\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{\text{mL}\ CH_3CH_2OH}\ \frac{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{46\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}\ \frac{1000\ \text{mL bebida}}{1\ \text{L bebida}} = \mathbf{8\ \frac{mol}{L}}$$

4. REACCIONES QUÍMICAS

4.1. Una muestra granulada de una aleación para aviones (Al, Mg y Cu) que pesa 8,72 g se trató inicialmente con un álcali para disolver el aluminio, y después con HCl muy diluido para disolver el magnesio dejando un residuo de cobre. El residuo después de hervirlo con álcali pesó 2,10 g, y el residuo insoluble en ácido a partir del anterior pesó 0,69 g. Determina la composición de la aleación.

(Canarias 1997)

La muestra de aleación está formada por $\left\{\begin{array}{l}\mathbf{x}\text{ g Al}\\ \mathbf{y}\text{ g Mg}\\ \mathbf{z}\text{ g Cu}\end{array}\right.$

por tanto, se puede escribir que:

$$x + y + z = 8{,}72$$

▪ Al tratar la aleación con álcali se disuelve el Al que se separa de la mezcla:

$$Al\ (s) + 3\ OH^{-}\ (aq) \longrightarrow Al(OH)_3\ (aq)$$

por tanto, se puede escribir que:

$$y + z = 2{,}10 \qquad \longrightarrow \qquad \mathbf{x = 6{,}62\ g\ Al}$$

▪ Al tratar el residuo de Mg y Cu con HCl se disuelve el Mg que se separa de la mezcla:

$$Mg\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow MgCl_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

por tanto, se puede escribir que:

z = 0,69 g Cu de donde **y = 1,41 g Mg**

4.2. Un globo se llena con hidrógeno procedente de la siguiente reacción:

$$CaH_2\ (s) + H_2O\ (l) \longrightarrow Ca(OH)_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

a) Ajuste la reacción.
b) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio harán falta para producir 250 mL de hidrógeno, medidos en condiciones normales, para llenar el globo?
c) ¿Qué volumen de HCl 0,1 M será necesario para que reaccione todo el hidróxido de calcio formado?
d) ¿Qué volumen adquirirá el globo si asciende hasta la zona donde la presión es de 0,5 atm y la temperatura de -73°C?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Extremadura 1998)

a) La ecuación química ajustada es:

$$\mathbf{CaH_2\ (s) + H_2O\ (l) \longrightarrow Ca(OH)_2\ (aq) + H_2\ (g)}$$

b) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas a obtener es:

$$n = \frac{1\ \text{atm} \cdot 0{,}25\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ 273\ \text{K}} = 1{,}1·10^{-2}\ \text{mol}\ H_2$$

Relacionando H_2 y CaH_2:

$$1{,}1·10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{2\ \text{mol}\ H_2} \frac{42\ \text{g}\ Ca(OH)_2}{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2} = \mathbf{0{,}235\ g\ Ca(OH)_2}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización del $Ca(OH)_2$ con HCl es:

$$2\ HCl\ (aq) + Ca(OH)_2\ (aq) \longrightarrow CaCl_2\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

Relacionando H_2 y HCl:

$$1{,}1·10^{-2}\ \text{mol}\ H_2 \frac{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2}{2\ \text{mol}\ H_2} \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol}\ Ca(OH)_2} \frac{1\ \text{L HCl 0,1 M}}{0{,}1\ \text{mol HCl}} = \mathbf{0{,}11\ L\ HCl}$$

d) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado el gas en condiciones diferentes a las iniciales es:

$$V = \frac{1{,}1·10^{-2}\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}·\text{K}^{-1})\ (273-73)\ \text{K}}{0{,}5\ \text{atm}} = \mathbf{3{,}7\ L\ H_2}$$

El descenso de la temperatura debe reducir el volumen ocupado por el gas, pero el descenso de presión hace aumentar el volumen del gas y este aumento compensa la reducción del volumen producida por el enfriamiento del gas.

4.3. Al tratar 0,558 g de una aleación de cinc y aluminio con ácido clorhídrico, se desprendieron 609 mL de hidrógeno que fueron recogidos sobre agua a 746 mmHg de presión y 15°C de temperatura.
a) Escribe las reacciones del cinc y el aluminio con el ácido clorhídrico.
b) Calcula el número de moles de hidrógeno que se obtuvieron en el experimento.
c) Calcula la composición de la muestra expresando el resultado en %.
(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; presión de vapor del agua a 15°C = 13 mmHg)
(C. Valenciana 1998)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de los metales con HCl son:

$$\mathbf{Zn\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow ZnCl_2\ (aq) + H_2\ (g)}$$

$$\mathbf{Al\ (s) + 6\ HCl\ (aq) \longrightarrow 2\ AlCl_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)}$$

b) Aplicando la ecuación de estado de un gas ideal:

$$n = \frac{(746-13)\ \text{mmHg}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}\ 609\ \text{mL}\ \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}·\text{K}^{-1})\ (15+273)\ \text{K}} = \mathbf{2{,}49·10^{-2}\ mol\ H_2}$$

c) Llamando **x** e **y**, respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado:

$$x\ \text{g Zn}\ \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol Zn}} = 0{,}0153\ x\ \text{mol}\ H_2$$

$$y\ \text{g Al}\ \frac{1\ \text{mol Al}}{27\ \text{g Al}} \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol Al}} = 0{,}0556\ y\ \text{mol}\ H_{2_2}$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} x \text{ g Zn} + y \text{ g Al} = 0{,}558 \text{ g mezcla} \\ 0{,}0153\ x \text{ mol } H_2 + 0{,}0556\ y \text{ mol } H_2 = 0{,}0249 \text{ mol } H_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} x = 0{,}152 \text{ g Zn} \\ y = 0{,}406 \text{ g Al} \end{array}\right.$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}152 \text{ g Zn}}{0{,}558 \text{ g mezcla}} 100 = \mathbf{27{,}2\%\ Zn} \qquad \frac{0{,}406 \text{ g Al}}{0{,}558 \text{ g mezcla}} 100 = \mathbf{72{,}8\%\ Al}$$

4.4. Por la acción del agua sobre el carburo de aluminio (Al_4C_3) se obtiene metano e hidróxido de aluminio. Calcula el volumen de gas metano, medido sobre agua a 16°C y 736 mmHg de presión, que se obtiene, suponiendo una pérdida de gas del 1,8%, partiendo de 3,2 g de carburo de aluminio del 91,3% de riqueza.

(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; presión de vapor del agua a 16°C = 13,6 mmHg)

(C. Valenciana 1998)

La ecuación química correspondiente a la reacción química entre Al_4C_3 y H_2O es:

$$Al_4C_3 \text{ (s)} + 12\ H_2O \text{ (l)} \longrightarrow 3\ CH_4 \text{ (g)} + 4\ Al(OH)_3 \text{ (aq)}$$

Relacionando Al_4C_3 con CH_4:

$$3{,}2 \text{ g muestra } \frac{91{,}3 \text{ g } Al_4C_3}{100 \text{ g muestra}} \frac{1 \text{ mol } Al_4C_3}{144 \text{ g } Al_4C_3} \frac{3 \text{ mol } CH_4}{1 \text{ mol } Al_4C_3} = 6{,}09 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CH_4$$

Teniendo en cuenta la pérdida de gas:

$$6{,}09 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CH_4 \text{ (teórico) } \frac{1{,}8 \text{ mol } CH_4 \text{ (perdido)}}{100 \text{ mol } CH_4 \text{ (teórico)}} = 1{,}1 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CH_4 \text{ (perdido)}$$

$$6{,}09 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CH_4 \text{ (teórico)} - 1{,}1 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CH_4 \text{ (perdido)} = 5{,}98 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CH_4 \text{ (real)}$$

Considerando comportamiento ideal y teniendo en cuenta que el gas se encuentra recogido sobre agua:

$$V = \frac{5{,}98 \cdot 10^{-2} \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (16+273) \text{ K}}{(736 - 13{,}6) \text{ mmHg}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{1{,}49\ L\ CH_4}$$

4.5. Se tienen 90 g de etano (C_2H_6) gas. Suponiendo que el etano es un gas ideal, calcula:
a) Volumen que ocupa a 1 atm y 25°C.
b) Número de moléculas de etano que hay en los 90 g.
c) Volumen de CO_2 (gas, considerado también ideal) que se puede formar, a la misma presión y temperatura, a partir del etano si la reacción siguiente es completa (ajusta previamente la ecuación química):

$$C_2H_6 \text{ (g)} + O_2 \text{ (g)} \longrightarrow CO_2 \text{ (g)} + H_2O \text{ (l)}$$

(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; Número de Avogadro, L = 6,022·10^{23} mol^{-1})

(C. Valenciana 1998)

El número de moles de gas correspondiente a los 90 g de etano es:

$$90 \text{ g } C_2H_6 \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{30 \text{ g } C_2H_6} = 3 \text{ mol } C_2H_6$$

a) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas en las condiciones dadas es:

$$V = \frac{3 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) (25+273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{73{,}3 \text{ L } C_2H_6}$$

b) Aplicando el concepto de mol, el número de moléculas correspondiente a la masa de gas es:

$$3 \text{ mol } C_2H_6 \frac{6{,}022·10^{23} \text{ moléculas } C_2H_6}{1 \text{ mol } C_2H_6} = \mathbf{1{,}8·10^{24} \text{ moléculas } C_2H_6}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etano es:

$$C_2H_6 \text{ (g)} + \frac{7}{2} O_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \, CO_2 \text{ (g)} + 3 \, H_2O \text{ (l)}$$

Relacionando C_2H_6 y CO_2:

$$3 \text{ mol } C_2H_6 \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_6} = 6 \text{ mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas en las condiciones dadas es:

$$V = \frac{6 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) (25+273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{146{,}6 \text{ L } CO_2}$$

4.6. Se tratan 6 g de aluminio en polvo con 50 mL de disolución acuosa 0,6 M de ácido sulfúrico. Suponiendo que el proceso que tiene lugar es:

$$Al \text{ (s)} + H_2SO_4 \text{ (aq)} \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 \text{ (aq)} + H_2 \text{ (g)}$$

Determina, tras haber ajustado la ecuación química:
a) El volumen de hidrógeno que se obtendrá en la reacción, recogido en una cubeta hidroneumática a 20°C y 745 mmHg. (La presión de vapor del agua a 20°C es 17,5 mmHg).
b) La cantidad de $Al_2(SO_4)_3·H_2O$ que se obtendrá por evaporación de la disolución resultante de la reacción.
c) El reactivo que se halla en exceso y la cantidad que sobra, expresada en gramos.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(C. Valenciana 1998)

Para la resolución de los apartados a) y b) es preciso resolver antes el apartado c).
c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Al es:

$$2 \, Al \text{ (s)} + 3 \, H_2SO_4 \text{ (aq)} \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 \text{ (aq)} + 3 \, H_2 \text{ (g)}$$

Para determinar cuál es el reactivo limitante, es preciso calcular el número de moles de cada una de las especies reaccionantes:

$$\left.\begin{array}{r} 6 \text{ g Al} \dfrac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} = 0{,}222 \text{ mol Al} \\ 50 \text{ mL } H_2SO_4 \ 0{,}6 \text{ M} \dfrac{0{,}6 \text{ mol } H_2SO_4}{10^3 \text{ mL } H_2SO_4 \ 0{,}6 \text{ M}} = 0{,}03 \text{ mol } H_2SO_4 \end{array}\right\} \rightarrow \frac{0{,}03 \text{ mol } H_2SO_4}{0{,}222 \text{ mol Al}} = 0{,}13$$

Como la relación molar es menor que 1,5 quiere decir que **sobra Al** que queda sin reaccionar y que el **H_2SO_4 es el reactivo limitante** que determina las cantidades de sustancias que reaccionan y se producen.

Relacionando H_2SO_4 y Al:

$$0{,}03\ \text{mol}\ H_2SO_4\ \frac{2\ \text{mol Al}}{3\ \text{mol}\ H_2SO_4}\ \frac{27\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} = 0{,}54\ \text{g Al (gastado)}$$

6,0 g Al (inicial) – 0,54 g Al (gastado) = **5,46 g Al (en exceso)**

a) Relacionando H_2SO_4 y H_2:

$$0{,}03\ \text{mol}\ H_2SO_4\ \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{3\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}03\ \text{mol}\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal y que además el gas se encuentra recogido sobre agua (cubeta hidroneumática), el volumen que ocupa es:

$$V = \frac{0{,}03\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (20+273)\ \text{K}}{(745 - 17{,}5)\ \text{mmHg}}\ \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{0{,}75\ L\ H_2}$$

b) Relacionando H_2SO_4 y $Al_2(SO_4)_3$:

$$0{,}03\ \text{mol}\ H_2SO_4\ \frac{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3}{3\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 0{,}01\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3$$

Como se trata de $Al_2(SO_4)_3{\cdot}H_2O$:

$$0{,}01\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3\ \frac{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3{\cdot}H_2O}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3}\ \frac{360\ \text{g}\ Al_2(SO_4)_3{\cdot}H_2O}{1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3{\cdot}H_2O} = \mathbf{3{,}6\ g\ Al_2(SO_4)_3{\cdot}H_2O}$$

4.7. Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se toman 50 g de ella y se tratan con una disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,18 g·cm⁻³ y 35 % en peso de HCl, necesitándose para la completa reacción del cinc contenido en la muestra, 129 cm³ de dicha disolución.
a) Establecer la ecuación química correspondiente a la reacción que tiene lugar.
b) Determinar la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.
c) Hallar el porcentaje de cinc en la muestra.
d) ¿Qué volumen de hidrógeno, recogido a 27°C y a la presión de 710 mmHg, se desprenderá durante el proceso?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Murcia 1999)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

Zn (s) + 2 HCl (aq) ⟶ $ZnCl_2$ (aq) + H_2 (g)

b) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de HCl de riqueza 35%, su concentración molar es:

$$\frac{35\ \text{g HCl}}{100\ \text{g HCl 35\%}}\ \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}}\ \frac{1{,}18\ \text{g HCl 35\%}}{1\ \text{cm}^3\ \text{HCl 35\%}}\ \frac{10^3\ \text{cm}^3\ \text{HCl 35\%}}{1\ \text{L HCl 35\%}} = \mathbf{11{,}3\ M}$$

c) El número de moles de HCl que reaccionan es:

$$123\ cm^3\ HCl\ 35\%\frac{11{,}3\ mol\ HCl}{10^3\ cm^3\ HCl\ 35\%} = 1{,}46\ mol\ HCl$$

Para calcular la riqueza de la muestra se relacionan los moles de HCl y Zn:

$$1{,}46\ mol\ HCl\frac{1\ mol\ Zn}{2\ mol\ HCl}\frac{65{,}4\ g\ Zn}{1\ mol\ Zn} = 47{,}6\ g\ Zn$$

$$\frac{47{,}6\ g\ Zn}{50\ g\ muestra}100 = \mathbf{95{,}3\%\ Zn}$$

d) Relacionando HCl con H_2:

$$1{,}46\ mol\ HCl\frac{1\ mol\ H_2}{2\ mol\ HCl} = 0{,}73\ mol\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}73\ mol\ (0{,}082\ atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1})\ (27+273)\ K}{710\ mmHg}\frac{760\ mmHg}{1\ atm} = \mathbf{19{,}2\ L\ H_2}$$

4.8. Para conocer la composición de una aleación de aluminio y cinc, se trata una muestra de 0,136 g de ésta con exceso de ácido clorhídrico y se recogen 129,0 mL de hidrógeno gas en condiciones normales de presión y temperatura.

(Galicia 1999) (Canarias 2000)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de los metales con el HCl son:

$$Zn\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow ZnCl_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

$$2\ Al\ (s) + 6\ HCl\ (aq) \longrightarrow 2\ AlCl_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)$$

El número de moles de H_2 desprendido es:

$$129{,}0\ mL\ H_2\frac{1\ L\ H_2}{10^3\ mL\ H_2}\frac{1\ mol\ H_2}{22{,}4\ L\ H_2} = 5{,}8{\cdot}10^{-3}\ mol\ H_2$$

Llamando **x** e **y** a las masas de Zn y Mg contenidas en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado:

$$x\ g\ Zn\frac{1\ mol\ Zn}{65{,}4\ g\ Zn}\frac{1\ mol\ H_2}{1\ mol\ Zn} = 1{,}5{\cdot}10^{-2}\ x\ mol\ H_2$$

$$y\ g\ Al\frac{1\ mol\ Al}{27\ g\ Al}\frac{3\ mol\ H_2}{2\ mol\ Al} = 5{,}6{\cdot}10^{-2}\ y\ mol\ H_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} x\ g\ Zn + y\ g\ Al = 0{,}136\ g\ aleación \\ (1{,}5{\cdot}10^{-2}\ x + 5{,}6{\cdot}10^{-2}\ y)\ mol\ H_2 = 5{,}8{\cdot}10^{-3}\ mol\ H_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} x = 0{,}045\ g\ Zn \\ y = 0{,}091\ g\ Al \end{array}\right.$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}044\text{ g Zn}}{0{,}136\text{ g aleación}}100 = \textbf{32,4\% Zn} \qquad \frac{0{,}092\text{ g Al}}{0{,}136\text{ g aleación}}100 = \textbf{67,6\% Al}$$

(En Canarias 2000 el gas se recoge a 27°C y 1 atm).

4.9. El origen de formación de una cueva se encuentra en la disolución del carbonato de calcio gracias al agua de lluvia que contiene cantidades variables de CO_2, de acuerdo con el proceso:

$$CaCO_3\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + 2\ HCO_3^-\ (aq)$$

a) Suponiendo que una cueva (subterránea) tiene forma esférica y un radio de 4 m, que el agua de lluvia contiene en promedio 20 mg de CO_2/L, que la superficie sobre la cueva es plana y, por tanto, el área donde cae la lluvia responsable de la formación de la cueva es circular, de 4 m de radio, y que en promedio caen 240 L/m^2 al año en el lugar donde se ha formado la cueva, calcula el tiempo que ha necesitado para que se formara la cueva.
b) Calcula la concentración (en mol/L y en mg/L) que tendría el Ca^{2+} en el agua subterránea de esa cueva, suponiendo que la única fuente de agua fuera la lluvia y la única fuente de calcio fuera la reacción arriba indicada. Si se tomara un litro de agua de la cueva y se evaporara el agua, en estas condiciones, ¿qué cantidad de bicarbonato de calcio se obtendría?
c) En realidad se ha analizado el agua de la cueva, observándose que tiene la siguiente composición en mg/L: Ca^{2+} 40,0; Na^+ 13,1; Mg^{2+} 7,8; HCO_3^- 153,0; SO_4^{2-} 23,8 y Cl^- 10,9. Suponiendo que al evaporar un litro de agua mineral, todo el calcio se combina con el bicarbonato, calcula la masa de $Ca(HCO_3)_2$ formado. Si el bicarbonato que sobra se combina con el sodio, calcula la masa de $NaHCO_3$ formado. Si el sodio sobrante se combina con el cloruro, calcula la masa de cloruro de sodio que se forma. Si el cloruro sobrante se combina con el magnesio, calcula la masa de cloruro de magnesio obtenida. Si el magnesio que sobra se combina con el sulfato, calcula la masa de sulfato de magnesio obtenida. Si finalmente el sulfato que sobra se combinara con K^+, ¿cuánto K^+ debería tener el agua (en mg/L), y que masa de K_2SO_4 se formaría?
(Datos. V_{esfera} = 4/3 πr^3; $A_{círculo}$ = πr^2; densidad $CaCO_3$ (s) = 2,930 $g\cdot cm^{-3}$)

(C. Valenciana 1999)

a) El área sobre la que cae el agua de lluvia es:

$$A = \pi\cdot(4\text{ m})^2 = 50{,}265\text{ m}^2$$

El volumen de agua que cae sobre la cueva en un año es:

$$50{,}265\text{ m}^2\,\frac{240\text{ L}}{\text{m}^2\cdot\text{año}} = 12064\,\frac{\text{L}}{\text{año}}$$

El volumen de la cueva y por tanto de $CaCO_3$ que se disuelve es:

$$V = \frac{4}{3}\pi\,(4\text{ m})^3\,\frac{10^6\text{ cm}^3}{1\text{ m}^3} = 2{,}681\cdot10^8\text{ cm}^3\text{ CaCO}_3$$

La cantidad de $CaCO_3$ que se tiene que disolver en la cueva es:

$$2{,}681\cdot10^8\text{ cm}^3\text{ CaCO}_3\,\frac{2{,}930\text{ g CaCO}_3}{1\text{ cm}^3\text{ CaCO}_3}\,\frac{1\text{ mol CaCO}_3}{100\text{ g CaCO}_3} = 7{,}855\cdot10^6\text{ mol CaCO}_3$$

Relacionando $CaCO_3$ y CO_2:

$$7{,}855{\cdot}10^{6}\ \text{mol CaCO}_3\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaCO}_3}\ \frac{44\ \text{g CO}_2}{1\ \text{mol CO}_2} = 3{,}456{\cdot}10^{8}\ \text{g CO}_2$$

Relacionando CO_2 y agua de lluvia:

$$3{,}456{\cdot}10^{8}\ \text{g CO}_2\ \frac{10^{3}\ \text{mg CO}_2}{1\ \text{g CO}_2}\ \frac{1\ \text{L agua}}{20\ \text{mg CO}_2} = 1{,}728{\cdot}10^{10}\ \text{L agua}$$

El tiempo necesario para recoger el agua de lluvia es:

$$1{,}728{\cdot}10^{10}\ \text{L agua}\ \frac{1\ \text{año}}{12064\ \text{L}} = \mathbf{1{,}432{\cdot}10^{6}\ años}$$

b) Teniendo en cuenta que el agua de lluvia contiene 20 mg CO_2/L la concentración de Ca^{2+} expresada en mol/L y mg/L es:

$$\frac{20\ \text{mg CO}_2}{\text{L}}\ \frac{1\ \text{g CO}_2}{10^{3}\ \text{mg CO}_2}\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44\ \text{g CO}_2}\ \frac{1\ \text{mol Ca}^{2+}}{1\ \text{mol CO}_2} = \mathbf{4{,}54{\cdot}10^{-4}\ \frac{mol\ Ca^{2+}}{L}}$$

$$4{,}54{\cdot}10^{-4}\ \frac{\text{mol Ca}^{2+}}{\text{L}}\ \frac{40\ \text{g Ca}^{2+}}{1\ \text{mol Ca}^{2+}}\ \frac{10^{3}\ \text{mg Ca}^{2+}}{1\ \text{g Ca}^{2+}} = \mathbf{18{,}2\ \frac{mg\ Ca^{2+}}{L}}$$

c) Trabajando en mmoles y mg, las masas de las sales que se forman son:

- $Ca(HCO_3)_2$ (considerando limitante el ion Ca^{2+})

$$40\ \text{mg Ca}^{2+}\ \frac{1\ \text{mmol Ca}^{2+}}{40\ \text{mg Ca}^{2+}}\ \frac{1\ \text{mmol Ca(HCO}_3)_2}{1\ \text{mmol Ca}^{2+}}\ \frac{162\ \text{mg Ca(HCO}_3)_2}{1\ \text{mmol Ca(HCO}_3)_2} = 162\ \text{mg Ca(HCO}_3)_2$$

- $NaHCO_3$ (obtenido con el ion HCO_3^- sobrante)

$$162\ \text{mg Ca(HCO}_3)_2 - 40\ \text{mg Ca}^{2+} = 122\ \text{mg HCO}_3^-$$

$$153\ \text{mg HCO}_3^-\ \text{(total)} - 122\ \text{mg HCO}_3^-\ \text{(gastado)} = 31\ \text{mg HCO}_3^-\ \text{(sobrante)}$$

$$31\ \text{mg HCO}_3^-\ \frac{1\ \text{mmol HCO}_3^-}{61\ \text{mg HCO}_3^-}\ \frac{1\ \text{mmol NaHCO}_3}{1\ \text{mmol HCO}_3^-}\ \frac{84\ \text{mg NaHCO}_3}{1\ \text{mmol NaHCO}_3} = \mathbf{42{,}7\ mg\ NaHCO_3}$$

- NaCl (obtenido con el ion Na^+ sobrante)

$$42{,}7\ \text{mg NaHCO}_3 - 31\ \text{mg HCO}_3^- = 11{,}7\ \text{mg Na}^+$$

$$13{,}1\ \text{mg Na}^+\ \text{(total)} - 11{,}7\ \text{mg Na}^+\ \text{(gastado)} = 1{,}4\ \text{mg Na}^+\ \text{(sobrante)}$$

$$1{,}4\ \text{mg Na}^+\ \frac{1\ \text{mmol Na}^+}{23\ \text{mg Na}^+}\ \frac{1\ \text{mmol NaCl}}{1\ \text{mmol Na}^+}\ \frac{58{,}5\ \text{mg NaCl}}{1\ \text{mmol NaCl}} = \mathbf{3{,}6\ mg\ NaCl}$$

- $MgCl_2$ (obtenido con el ion Cl^- sobrante)

$$3{,}7\ \text{mg NaCl} - 1{,}4\ \text{mg Na}^+ = 2{,}3\ \text{mg Cl}^-$$

$$10{,}9\ \text{mg Cl}^-\ \text{(total)} - 2{,}3\ \text{mg Cl}^-\ \text{(gastado)} = 8{,}6\ \text{mg Cl}^-\ \text{(sobrante)}$$

$$8{,}6\ \text{mg Cl}^-\ \frac{1\ \text{mmol Cl}^-}{35{,}5\ \text{mg Cl}^-}\ \frac{1\ \text{mmol MgCl}_2}{2\ \text{mmol Cl}^-}\ \frac{95{,}3\ \text{mg MgCl}_2}{1\ \text{mmol MgCl}_2} = \mathbf{11{,}5\ mg\ MgCl_2}$$

▪ $MgSO_4$ (obtenido con el ion Mg^{2+} sobrante)

$$11{,}5\ \text{mg MgCl}_2 - 8{,}6\ \text{mg Cl}^- = 2{,}9\ \text{mg Mg}^{2+}$$

$$7{,}8\ \text{mg Mg}^{2+}\ \text{(total)} - 2{,}9\ \text{mg Mg}^{2+}\ \text{(gastado)} = 4{,}9\ \text{mg Mg}^{2+}\ \text{(sobrante)}$$

$$4{,}9\ \text{mg Mg}^{2+}\ \frac{1\ \text{mmol Mg}^{2+}}{24{,}3\ \text{mg Mg}^{2+}}\ \frac{1\ \text{mmol MgSO}_4}{1\ \text{mmol Mg}^{2+}}\ \frac{120{,}3\ \text{mg MgSO}_4}{1\ \text{mmol MgSO}_4} = \mathbf{24{,}3\ mg\ MgSO_4}$$

▪ K_2SO_4 (obtenido con el ion SO_4^{2-} sobrante)

$$24{,}3\ \text{mg K}_2\text{SO}_4 - 4{,}9\ \text{mg Mg}^{2+} = 19{,}4\ \text{mg SO}_4^{2-}$$

$$23{,}8\ \text{mg SO}_4^{2-}\ \text{(total)} - 19{,}4\ \text{mg SO}_4^{2-}\ \text{(gastado)} = 4{,}4\ \text{mg SO}_4^{2-}\ \text{(sobrante)}$$

$$4{,}4\ \text{mg SO}_4^{2-}\ \frac{1\ \text{mmol SO}_4^{2-}}{96\ \text{mg SO}_4^{2-}}\ \frac{1\ \text{mmol K}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mmol SO}_4^{2-}}\ \frac{174{,}2\ \text{mg K}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mmol K}_2\text{SO}_4} = \mathbf{8{,}0\ mg\ K_2SO_4}$$

La masa de ion K^+ necesaria para esa cantidad de K_2SO_4 es:

$$8{,}0\ \text{mg K}_2\text{SO}_4 - 4{,}4\ \text{mg SO}_4^{2-} = \mathbf{3{,}6\ mg\ K^+}$$

4.10. A un laboratorio llega una muestra húmeda que es una mezcla de carbonatos de calcio y magnesio de la que se desea conocer la composición porcentual. Para ello se pesan 2,250 g de la misma y se calcinan en un crisol de porcelana hasta su total descomposición a los óxidos correspondientes. En el proceso se desprende dióxido de carbono gaseoso, que medido a 1,5 atm y 30°C ocupa un volumen de 413,1 cm^3. Una vez frío el crisol se procede a su pesada, llegando a la conclusión de que el residuo sólido procedente de la calcinación tiene una masa de 1,120 g. Calcule la composición porcentual de la mezcla.

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Castilla y León 2000)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la descomposición térmica de ambos carbonatos son:

$$CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$

$$MgCO_3\ (s) \longrightarrow MgO\ (s) + CO_2\ (g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 desprendido es:

$$n = \frac{1{,}5\ \text{atm} \cdot 413{,}1\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (30+273)\ \text{K}}\ \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 2{,}5·10^{-2}\ \text{mol CO}_2$$

Llamando **x** e **y** a las masas de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el CO_2 formado:

$$\left.\begin{aligned} x\ \text{g CaCO}_3\ \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100\ \text{g CaCO}_3}\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaCO}_3} = \frac{x}{100}\ \text{mol CO}_2 \\ y\ \text{g MgCO}_3\ \frac{1\ \text{mol MgCO}_3}{84{,}3\ \text{g MgCO}_3}\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol MgCO}_3} = \frac{y}{84{,}3}\ \text{mol CO}_2 \end{aligned}\right\} \longrightarrow \frac{x}{100} + \frac{y}{84{,}3} = 2{,}5·10^{-2}$$

Relacionando las masas de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ con el CaO y MgO formados:

$$\left.\begin{array}{r}\text{x g CaCO}_3\ \dfrac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100\ \text{g CaCO}_3}\ \dfrac{1\ \text{mol CaO}}{1\ \text{mol CaCO}_3}\ \dfrac{56\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}}=\dfrac{56\ \text{x}}{100}\ \text{g CaO}\\[2ex] \text{y g MgCO}_3\ \dfrac{1\ \text{mol MgCO}_3}{84{,}3\ \text{g MgCO}_3}\ \dfrac{1\ \text{mol MgO}}{1\ \text{mol MgCO}_3}\ \dfrac{40{,}3\ \text{g MgO}}{1\ \text{mol MgO}}=\dfrac{40{,}3\ \text{y}}{84{,}3}\ \text{g MgO}\end{array}\right\}\rightarrow \dfrac{56\ \text{x}}{100}+\dfrac{84{,}3\ \text{y}}{84{,}3}=1{,}12$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$\text{x} = 0{,}717\ \text{g CaCO}_3 \qquad \text{y} = 1{,}503\ \text{g MgCO}_3$$

El porcentaje de cada carbonato respecto de la muestra húmeda es:

$$\frac{0{,}717\ \text{g CaCO}_3}{2{,}25\ \text{g mezcla}}100 = \mathbf{31{,}9\%\ CaCO_3} \qquad \frac{1{,}503\ \text{g MgCO}_3}{2{,}25\ \text{g mezcla}}100 = \mathbf{66{,}8\%\ MgCO_3}$$

4.11. En las botellas de agua mineral suele figurar el análisis químico de las sales que contiene y, además, el residuo seco, que corresponde al residuo sólido que deja un litro de agua mineral cuando se evapora a sequedad. Este número no coincide con la suma de las masas de las sustancias disueltas, porque al hervir, algunas sustancias sufren transformaciones, como por ejemplo, los bicarbonatos que se transforman en carbonatos, con la correspondiente pérdida de dióxido de carbono y agua:

$$Ca(HCO_3)_2\ (aq) \longrightarrow CaCO_3\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

El análisis de un agua mineral en mg/L es el siguiente:

Ca^{2+}	Mg^{2+}	Na^{+}	HCO_3^{-}	SO_4^{2-}	Cl^{-}
40,8	*7,8*	*13,1*	*124,1*	*16,6*	*30,7*

a) Comprueba que tiene la misma cantidad de cargas positivas y negativas.
b) Suponiendo que todo el calcio se encuentra en forma de bicarbonato de calcio y que se producen las pérdidas indicadas en la introducción, calcula el residuo seco al evaporar a sequedad un litro de agua mineral.
c) Si al evaporar a sequedad, todo el sulfato se encuentra en forma de sulfato de sodio, ¿qué masa de sulfato de sodio, de cloruro de sodio, de cloruro de magnesio y de carbonato de calcio se obtienen en el residuo seco?

(C. Valenciana 2000)

a) Se calcula el número de mmoles correspondientes a los cationes (moles de cargas positivas) y aniones (moles de cargas negativas) contenidos en un litro de agua mineral:

$$\left.\begin{array}{r}40{,}8\ \text{mg Ca}^{2+}\ \dfrac{1\ \text{mmol Ca}^{2+}}{40\ \text{mg Ca}^{2+}}\ \dfrac{2\ \text{mmol (+)}}{1\ \text{mmol Ca}^{2+}}=2{,}04\ \text{mmol (+)}\\[2ex] 7{,}8\ \text{mg Mg}^{2+}\ \dfrac{1\ \text{mmol Mg}^{2+}}{24{,}3\ \text{mg Mg}^{2+}}\ \dfrac{2\ \text{mmol (+)}}{1\ \text{mmol Mg}^{2+}}=0{,}64\ \text{mmol (+)}\\[2ex] 13{,}1\ \text{mg Na}^{+}\ \dfrac{1\ \text{mmol Na}^{+}}{23\text{m g Na}^{+}}\ \dfrac{1\ \text{mmol (+)}}{1\ \text{mmol Na}^{+}}=0{,}57\ \text{mmol (+)}\end{array}\right\}\longrightarrow \mathbf{3{,}25\ mmol\ (+)}$$

Procediendo de la misma forma con los aniones:

$$\left.\begin{array}{r} 124{,}1\text{ mg }HCO_3^- \dfrac{1\text{ mmol }HCO_3^-}{61\text{ mg }HCO_3^-}\dfrac{1\text{ mmol (-)}}{1\text{ mmol }HCO_3^-} = 2{,}03\text{ mmol (-)} \\ 16{,}6\text{ mg }SO_4^{2-} \dfrac{1\text{ mmol }SO_4^{2-}}{96\text{ mg }SO_4^{2-}}\dfrac{2\text{ mmol (-)}}{1\text{ mmol }SO_4^{2-}} = 0{,}35\text{ mmol (-)} \\ 30{,}7\text{ mg }Cl^- \dfrac{1\text{ mmol }Cl^-}{35{,}5\text{ mg }Cl^-}\dfrac{1\text{ mmol (-)}}{1\text{ mmol }Cl^-} = 0{,}87\text{ mmol (-)} \end{array}\right\} \longrightarrow \mathbf{3{,}25\text{ mmol (-)}}$$

Haciendo un balance de cargas se observa que coincide el número de cargas positivas con el de cargas negativas.

b) El residuo seco estará formado por las masas de los cationes y aniones a la que hay que descontar la masa de los gases que se liberan en la reacción (CO_2 y H_2O):

$$m_{r.seco} = m_{iones} - m_{gases} \longrightarrow m_{r.seco} = m_{iones} - (m_{Ca(HCO_3)_2} + m_{CaCO_3})$$

$$m_{iones} = [(40{,}8+7{,}8+13{,}1)+(124{,}1+16{,}6+30{,}7)]\text{ mg} = 233{,}1\text{ mg}$$

$$m_{Ca(HCO_3)_2} = 40{,}8\text{ mg }Ca^{2+} + 124{,}1\text{ mg }HCO_3^- = 164{,}9\text{ mg }Ca(HCO_3)_2$$

Todo el Ca^{2+} se covierte en $CaCO_3$:

$$Ca(HCO_3)_2\text{ (aq)} \longrightarrow CaCO_3\text{ (s)} + CO_2\text{ (g)} + H_2O\text{ (g)}$$

$$m_{CaCO_3} = 40{,}8\text{ mg }Ca^{2+}\frac{1\text{ mmol }Ca^{2+}}{40\text{ mg }Ca^{2+}}\frac{1\text{ mmol }CaCO_3}{1\text{ mmol }Ca^{2+}}\frac{100\text{ mg }CaCO_3}{1\text{ mmol }CaCO_3} = 102{,}0\text{ mg }CaCO_3$$

Por tanto, la masa del residuo seco es:

$$m_{r.seco} = (233{,}1\text{ mg iones}) - [164{,}9\text{ mg }Ca(HCO_3)_2 + 102{,}0\text{ mg }CaCO_3] = \mathbf{170{,}2\text{ mg}}$$

c) Las masas de las sales contenidas en las botella son:

▪ Na_2SO_4 (considerando limitante el ion SO_4^{2-})

$$16{,}6\text{ mg }SO_4^{2-}\frac{1\text{ mmol }SO_4^{2-}}{96\text{ mg }SO_4^{2-}}\frac{1\text{ mmol }Na_2SO_4}{1\text{ mmol }SO_4^{2-}}\frac{142\text{ mg }Na_2SO_4}{1\text{ mmol }Na_2SO_4} = \mathbf{24{,}6\text{ mg }Na_2SO_4}$$

▪ NaCl (obtenido con el ion Na^+ sobrante)

$$16{,}6\text{ mg }SO_4^{2-}\frac{1\text{ mmol }SO_4^{2-}}{96\text{ mg }SO_4^{2-}}\frac{2\text{ mmol }Na^+}{1\text{ mmol }SO_4^{2-}}\frac{23\text{ mg }Na^+}{1\text{ mmol }Na^+} = 8{,}0\text{ mg }Na^+$$

$$13{,}1\text{ mg }Na^+\text{ (total)} - 8{,}0\text{ mg }Na^+\text{ (gastado)} = 5{,}1\text{ mg }Na^+\text{ (sobrante)}$$

$$5{,}1\text{ mg }Na^+\frac{1\text{ mmol }Na^+}{23\text{ mg }Na^+}\frac{1\text{ mmol NaCl}}{1\text{ mmol }Na^+}\frac{58{,}5\text{ mg NaCl}}{1\text{ mmol NaCl}} = \mathbf{13{,}0\text{ mg NaCl}}$$

▪ $MgCl_2$ (considerando limitante el ion Mg^{2+} que reacciona con el Cl^- sobrante)

$$7{,}8\text{ mg }Mg^{2+}\frac{1\text{ mmol }Mg^{2+}}{24{,}3\text{ mg }Mg^{2+}}\frac{1\text{ mmol }MgCl_2}{1\text{ mmol }Mg^{2+}}\frac{95{,}3\text{ mg }MgCl_2}{1\text{ mmol }MgCl_2} = \mathbf{30{,}6\text{ mg }MgCl_2}$$

▪ $CaCO_3$ (calculado en el apartado anterior) = **102,0 mg $CaCO_3$**

4.12. Una muestra de 3 g, mezcla de cloruro de amonio (NH_4Cl) y cloruro de sodio ($NaCl$) se disuelve en 60 cm^3 de una disolución de hidróxido de sodio que contiene 26 $g \cdot L^{-1}$ de NaOH. Se hierve la disolución resultante hasta conseguir el desprendimiento de todo el amoníaco formado. El exceso de NaOH se valora, hasta neutralización, con 24 cm^3 de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 39,5 $g \cdot L^{-1}$ de H_2SO_4.
Calcule el contenido de cloruro de amonio en la muestra original.

(Murcia 2001)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre NaOH y NH_4Cl es:

$$NH_4Cl\ (s) + NaOH\ (aq) \longrightarrow NaCl\ (aq) + NH_3\ (g) + H_2O\ (l)$$

Los moles de NaOH que reaccionan con NH_4Cl se obtienen mediante la diferencia de los moles totales y los consumidos con H_2SO_4.

▪ Moles totales de NaOH

$$60\ cm^3\ \text{disolución}\ \frac{26\ g\ NaOH}{10^3\ cm^3\ \text{disolución}}\ \frac{1\ mol\ NaOH}{40\ g\ NaOH} = 0{,}039\ mol\ NaOH$$

▪ Moles en exceso de NaOH (reaccionados con H_2SO_4)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y NaOH es:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

Los moles de NaOH que reaccionan con la disolución de H_2SO_4 de concentración 39,5 g/L:

$$24\ cm^3\ \text{disolución}\ \frac{39{,}5\ g\ H_2SO_4}{10^3\ cm^3\ \text{disolución}}\ \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98\ g\ H_2SO_4}\ \frac{2\ mol\ NaOH}{1\ mol\ H_2SO_4} = 0{,}019\ mol\ NaOH$$

▪ Moles de NaOH que reaccionan con NH_4Cl

$$0{,}039\ mol\ NaOH_{\ (total)} - 0{,}019\ mol\ NaOH_{\ (exceso)} = 0{,}020\ mol\ NaOH_{\ (reaccionado)}$$

Relacionando NaOH y NH_4Cl:

$$0{,}020\ mol\ NaOH\ \frac{1\ mol\ NH_4Cl}{1\ mol\ NaOH}\ \frac{53{,}5\ g\ NH_4Cl}{1\ mol\ NH_4Cl} = 1{,}07\ g\ NH_4Cl$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{1{,}07\ g\ NH_4Cl}{3\ g\ mezcla}\ 100 = \mathbf{35{,}7\%\ NH_4Cl}$$

4.13. La fermentación de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, para producir etanol tiene lugar de acuerdo con la reacción (no ajustada):

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow CH_3CH_2OH + CO_2$$

Calcula la cantidad de etanol, en kg, que produciría la fermentación de 2,5 kg de glucosa si el rendimiento de la reacción es del 25%.

(C. Valenciana 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la fermentación de la glucosa es:

$$C_6H_{12}O_6\ (s) \longrightarrow 2\ CH_3CH_2OH\ (l) + 2\ CO_2\ (g)$$

Relacionando glucosa con etanol:

$$2{,}5\ \text{kg}\ C_6H_{12}O_6 \frac{10^3\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6}{1\ \text{kg}\ C_6H_{12}O_6} \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} \frac{2\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} = 27{,}8\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH$$

$$27{,}8\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH \frac{46\ \text{g}\ CH_3CH_2OH}{1\ \text{mol}\ CH_3CH_2OH} \frac{1\ \text{kg}\ CH_3CH_2OH}{10^3\ \text{g}\ CH_3CH_2OH} = 1{,}28\ \text{kg}\ CH_3CH_2OH$$

Teniendo en cuenta un rendimiento del 25%:

$$1{,}28\ \text{kg}\ CH_3CH_2OH \frac{25\ \text{kg}\ CH_3CH_2OH\ \text{(real)}}{100\ \text{kg}\ CH_3CH_2OH\ \text{(total)}} = \mathbf{0{,}32\ kg\ CH_3CH_2OH}$$

4.14. En el origen de la Tierra, la corteza sólida estaba rodeada de una atmósfera que estaba constituida por CH_4, NH_3, CO_2, H_2 y vapor de agua. Esta atmósfera, sometida a la radiación solar, descargas eléctricas y erupciones volcánicas, originó el medio químico en el que se formaron los primeros seres vivos.
En 1952, S. Miller y H. Urey introdujeron en un aparato CH_4, NH_3, CO_2, H_2 y después de someter la mezcla a la acción de descargas eléctricas, comprobaron al cabo de unos días la formación de moléculas sencillas:

HCHO (formaldehído o metanal) — *$CH_3CHOHCOOH$ (ácido láctico)*
NH_2CH_2COOH (glicina) — *NH_2CONH_2 (urea)*

En una experiencia de laboratorio, que reproduce el experimento de Miller y Urey, se partió exclusivamente de CH_4, NH_3 y H_2O. Al final de la experiencia el análisis dio el siguiente resultado:

0,1273 g de formaldehído — *0,0543 g de ácido láctico*
0,1068 g de ácido acético — *0,1190 g de urea*
0,0962 g de glicina — *y cierta cantidad de hidrógeno molecular.*

Calcula la masa de las tres sustancias de partida y la cantidad de moles de hidrógeno molecular al final de la experiencia.

(C. Valenciana 2001)

En los productos obtenidos, el carbono procede del CH_4, el oxígeno procede del H_2O y el nitrógeno del NH_3. Por comodidad se realizan todos los cálculos en mg y mmoles.

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de formaldehído, CH_2O, es:

$$CH_4\ (g) + H_2O\ (g) \longrightarrow CH_2O\ (g) + 2\ H_2\ (g)$$

El número de moles de formaldehído es:

$$0{,}1273\ \text{g}\ CH_2O \frac{10^3\ \text{mg}\ CH_2O}{1\ \text{g}\ CH_2O} \frac{1\ \text{mmol}\ CH_2O}{30\ \text{mg}\ CH_2O} = 4{,}24\ \text{mmol}\ CH_2O$$

Relacionando la cantidad de de formaldehído con el resto de sustancias:

$$4{,}24\ \text{mmol}\ CH_2O \frac{1\ \text{mmol}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ CH_2O} \frac{16\ \text{mg}\ CH_4}{1\ \text{mmol}\ CH_4} = \mathbf{67{,}9\ mg\ CH_4}$$

$$4{,}24\ \text{mmol}\ CH_2O \frac{1\ \text{mmol}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ CH_2O} \frac{18\ \text{mg}\ H_2O}{1\ \text{mmol}\ H_2O} = \mathbf{76{,}4\ mg\ H_2O}$$

$$4{,}24\ \text{mmol CH}_2\text{O}\ \frac{2\ \text{mmol H}_2}{1\ \text{mmol CH}_2\text{O}} = \mathbf{8{,}48\ mmol\ H_2}$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de ácido láctico, $C_3H_6O_3$, es:

$$3\ \text{CH}_4\ (g) + 3\ \text{H}_2\text{O}\ (g) \longrightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3\ (g) + 6\ \text{H}_2\ (g)$$

El número de moles de ácido láctico es:

$$0{,}0543\ \text{g C}_3\text{H}_6\text{O}_3\ \frac{10^3\ \text{mg C}_3\text{H}_6\text{O}_3}{1\ \text{g C}_3\text{H}_6\text{O}_3}\ \frac{1\ \text{mmol C}_3\text{H}_6\text{O}_3}{90\ \text{mg C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = 0{,}60\ \text{mmol C}_3\text{H}_6\text{O}_3$$

Relacionando la cantidad de ácido láctico con el resto de sustancias:

$$0{,}60\ \text{mmol C}_3\text{H}_6\text{O}_3\ \frac{3\ \text{mmol CH}_4}{1\ \text{mmol C}_3\text{H}_6\text{O}_3}\ \frac{16\ \text{mg CH}_4}{1\ \text{mmol CH}_4} = \mathbf{29{,}0\ mg\ CH_4}$$

$$0{,}60\ \text{mmol C}_3\text{H}_6\text{O}_3\ \frac{3\ \text{mmol H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol C}_3\text{H}_6\text{O}_3}\ \frac{18\ \text{mg H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol H}_2\text{O}} = \mathbf{32{,}6\ mg\ H_2O}$$

$$0{,}60\ \text{mmol C}_3\text{H}_6\text{O}_3\ \frac{6\ \text{mmol H}_2}{1\ \text{mmol C}_3\text{H}_6\text{O}_3} = \mathbf{3{,}62\ mmol\ H_2}$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de ácido acético, $C_2H_4O_2$, es:

$$2\ \text{CH}_4\ (g) + 2\ \text{H}_2\text{O}\ (g) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2\ (g) + 4\ \text{H}_2\ (g)$$

El número de moles de ácido acético es:

$$0{,}1068\ \text{g C}_2\text{H}_4\text{O}_2\ \frac{10^3\ \text{mg C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{1\ \text{g C}_2\text{H}_4\text{O}_2}\ \frac{1\ \text{mmol C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{60\ \text{mg C}_2\text{H}_4\text{O}_2} = 1{,}78\ \text{mmol C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

Relacionando la cantidad de ácido acético con el resto de sustancias:

$$1{,}78\ \text{mmol C}_2\text{H}_4\text{O}_2\ \frac{2\ \text{mmol CH}_4}{1\ \text{mmol C}_2\text{H}_4\text{O}_2}\ \frac{16\ \text{mg CH}_4}{1\ \text{mmol CH}_4} = \mathbf{57{,}0\ mg\ CH_4}$$

$$1{,}78\ \text{mmol C}_2\text{H}_4\text{O}_2\ \frac{2\ \text{mmol H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol C}_2\text{H}_4\text{O}_2}\ \frac{18\ \text{mg H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol H}_2\text{O}} = \mathbf{64{,}1\ mg\ H_2O}$$

$$1{,}78\ \text{mmol C}_2\text{H}_4\text{O}_2\ \frac{4\ \text{mmol H}_2}{1\ \text{mmol C}_2\text{H}_4\text{O}_2} = \mathbf{7{,}12\ mmol\ H_2}$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de urea, CON_2H_4, es:

$$\text{CH}_4\ (g) + \text{H}_2\text{O}\ (g) + 2\ \text{NH}_3\ (g) \longrightarrow \text{CON}_2\text{H}_4\ (g) + 4\ \text{H}_2\ (g)$$

El número de moles de urea es:

$$0{,}1190\ \text{g CON}_2\text{H}_4\ \frac{10^3\ \text{mg CON}_2\text{H}_4}{1\ \text{g CON}_2\text{H}_4}\ \frac{1\ \text{mol CON}_2\text{H}_4}{60\ \text{g CON}_2\text{H}_4} = 1{,}98\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4$$

Relacionando la cantidad de urea con el resto de sustancias:

$$1{,}98\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4 \frac{1\ \text{mmol CH}_4}{1\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4} \frac{16\ \text{mg CH}_4}{1\ \text{mmol CH}_4} = \mathbf{31{,}7\ mg\ CH_4}$$

$$1{,}98\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4 \frac{1\ \text{mmol H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4} \frac{18\ \text{mg H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol H}_2\text{O}} = \mathbf{35{,}7\ mg\ H_2O}$$

$$1{,}98\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4 \frac{2\ \text{mmol NH}_3}{1\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4} \frac{17\ \text{mg NH}_3}{1\ \text{mmol NH}_3} = \mathbf{67{,}4\ mg\ NH_3}$$

$$1{,}98\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4 \frac{4\ \text{mmol H}_2}{1\ \text{mmol CON}_2\text{H}_4} = \mathbf{7{,}92\ mmol\ H_2}$$

▪ La ecuación química correspondiente a la formación de glicina, $C_2H_5NO_2$, es:

$$2\ \text{CH}_4\ (g) + 2\ \text{H}_2\text{O}\ (g) + \text{NH}_3\ (g) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2\ (g) + 5\ \text{H}_2\ (g)$$

El número de moles de glicina es:

$$0{,}0962\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{NO}_2 \frac{10^3\ \text{mg C}_2\text{H}_5\text{NO}_2}{1\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{NO}_2} \frac{1\ \text{mol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2}{75\ \text{g C}_2\text{H}_5\text{NO}_2} = 1{,}28\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$$

Relacionando la cantidad de glicina con el resto de sustancias:

$$1{,}28\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2 \frac{2\ \text{mmol CH}_4}{1\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2} \frac{16\ \text{mg CH}_4}{1\ \text{mmol CH}_4} = \mathbf{41{,}0\ mg\ CH_4}$$

$$1{,}28\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2 \frac{2\ \text{mmol H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2} \frac{18\ \text{mg H}_2\text{O}}{1\ \text{mmol H}_2\text{O}} = \mathbf{46{,}2\ mg\ H_2O}$$

$$1{,}28\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2 \frac{1\ \text{mmol NH}_3}{1\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2} \frac{17\ \text{mg NH}_3}{1\ \text{mmol NH}_3} = \mathbf{21{,}8\ mg\ NH_3}$$

$$1{,}28\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2 \frac{5\ \text{mmol H}_2}{1\ \text{mmol C}_2\text{H}_5\text{NO}_2} = \mathbf{6{,}40\ mmol\ H_2}$$

Presentando los resultados parciales en forma de tabla:

			masa (mg)			*mol (mmol)*
Sustancia	*m (mg)*		CH_4	H_2O	NH_3	H_2
CH_2O	127,3		67,9	76,4	—	8,48
$C_3H_6O_3$	54,3		29,0	32,6	—	3,62
$C_2H_4O_2$	106,8		57,0	64,1	—	7,12
CON_2H_4	119,0		31,7	35,7	67,4	7,92
$C_2H_5NO_2$	96,2		41,0	46,2	21,8	6,40
Total	**503,6**		**226,6**	**255,0**	**89,2**	**33,50**

4.15. Cuando el gas H_2 obtenido al hacer reaccionar 41,6 g de Al con un exceso de HCl se hace pasar sobre una cantidad en exceso de CuO:

$$Al\ (s) + HCl\ (aq) \longrightarrow AlCl_3\ (aq) + H_2\ (g)$$

$$H_2\ (g) + CuO\ (s) \longrightarrow Cu\ (s) + H_2O\ (l)$$

a) ¿Cuántos gramos de Cu se obtendrán?
b) ¿Cuál sería el rendimiento si se obtuvieran 120 g de Cu?

(Canarias 2002)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones dadas son:

$$2\ Al\ (s) + 6\ HCl\ (aq) \longrightarrow 2\ AlCl_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)$$

$$H_2\ (g) + 2\ CuO\ (s) \longrightarrow Cu\ (s) + H_2O\ (l)$$

Relacionando Al y Cu:

$$41{,}6\ \text{g Al}\ \frac{1\ \text{mol Al}}{27\ \text{g Al}}\ \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol Al}}\ \frac{1\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ H_2}\ \frac{63{,}5\ \text{g Cu}}{1\ \text{mol Cu}} = \mathbf{146{,}8\ g\ Cu}$$

b) Para calcular el rendimiento del proceso se relacionan las cantidades experimental y teórica de Cu:

$$\frac{120\ \text{g Cu (experimental)}}{146{,}8\ \text{g Cu (teórica)}}\ 100 = \mathbf{81{,}8\%}$$

4.16. El fosfato tricálcico, principal componente de la roca fosfática, es insoluble en agua y, por tanto, no puede utilizarse como abono. Por reacción con el ácido sulfúrico se origina una mezcla de dihidrógenofosfato de calcio y sulfato de calcio. Esa mezcla, que se conoce con el nombre de "superfosfato de cal", sí que es soluble en agua.

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2\ H_2SO_4 \longrightarrow Ca(HPO_4)_2 + 2\ CaSO_4$$

Se desea obtener una tonelada de superfosfato de cal a partir de roca fosfática que contiene 70% de riqueza en peso de fosfato de calcio y de ácido sulfúrico del 93% de riqueza y densidad 1,75 g/mL. Calcula el peso de mineral necesario y el volumen de ácido consumido, sabiendo que se requiere un 10% de exceso del ácido y que el rendimiento del proceso es del 90%.
¿Qué porcentaje de Ca, S y P contiene el superfosfato?

(C. Valenciana 2002)

El superfosfato de cal es una mezcla formada por:

$$1\ \text{mol}\ Ca(HPO_4)_2\ \frac{234\ \text{g}\ Ca(HPO_4)_2}{1\ \text{mol}\ Ca(HPO_4)_2} = 234\ \text{g}\ Ca(HPO_4)_2$$

$$2\ \text{mol}\ CaSO_4\ \frac{136\ \text{g}\ CaSO_4}{1\ \text{mol}\ CaSO_4} = 272\ \text{g}\ CaSO_4$$

$$\longrightarrow\ 506\ \text{g mezcla}$$

Se desea obtener 1 t de mezcla pero el rendimiento es del 90%, la cantidad teórica a producir es:

$$x\ \text{t mezcla (teórica)}\ \frac{90\ \text{g mezcla (real)}}{100\ \text{t mezcla (teórica)}} = 1\ \text{t mezcla (real)} \longrightarrow x = 1{,}11\ \text{t mezcla}$$

Relacionando la mezcla con uno de sus componentes, por ejemplo, $CaSO_4$:

$$1{,}11\ \text{t mezcla}\ \frac{10^6\ \text{g mezcla}}{1\ \text{t mezcla}}\ \frac{2\ \text{mol}\ CaSO_4}{506\ \text{g mezcla}} = 4387{,}4\ \text{mol}\ CaSO_4$$

Relacionando $CaSO_4$ con $Ca_3(PO_4)_2$:

$$4387{,}4\ \text{mol}\ CaSO_4\ \frac{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2}{2\ \text{mol}\ CaSO_4}\ \frac{310\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2}{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2} = 6{,}8\cdot10^5\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2$$

Como la roca fosfática tiene una riqueza del 70%:

$$6{,}8\cdot10^5\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2\ \frac{100\ \text{g roca}}{70\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2}\ \frac{1\ \text{kg roca}}{10^3\ \text{g roca}} = \mathbf{971\ kg\ roca}$$

Relacionando $CaSO_4$ con H_2SO_4:

$$4387{,}4\ \text{mol}\ CaSO_4\ \frac{2\ \text{mol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mol}\ CaSO_4}\ \frac{98\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 4{,}30\cdot10^5\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se utiliza una disolución de H_2SO_4 del 93% de riqueza:

$$4{,}30\cdot10^5\ \text{g}\ H_2SO_4\ \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93\%}{93\ \text{g}\ H_2SO_4}\ \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93\%}{1{,}75\ \text{g}\ H_2SO_4\ 93\%} = 2{,}64\cdot10^5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93\%$$

Como se añade un exceso del 10% de la disolución de H_2SO_4:

$$2{,}64\cdot10^5\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93\%\ \frac{10\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93\%\ \text{(exceso)}}{100\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93\%\ \text{(necesario)}} = 2{,}64\cdot10^4\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93\%$$

El volumen total de ácido gastado:

$$(2{,}64\cdot10^5 + 2{,}64\cdot10^4)\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93\%\ \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 93\%}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 93\%} = \mathbf{290{,}4\ L\ H_2SO_4\ 93\%}$$

El porcentaje de Ca, S y P en el superfosfato es:

$$\frac{3\ \text{mol Ca}}{506\ \text{g mezcla}}\ \frac{40\ \text{g Ca}}{1\ \text{mol Ca}}100 = \mathbf{23{,}7\%\ Ca} \qquad \frac{2\ \text{mol S}}{506\ \text{g mezcla}}\ \frac{32\ \text{g S}}{1\ \text{mol S}}100 = \mathbf{12{,}6\%\ S}$$

$$\frac{2\ \text{mol P}}{506\ \text{g mezcla}}\ \frac{31\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}}100 = \mathbf{12{,}3\%\ P}$$

4.17. Se mezclan 20 g de cinc puro con 200 mL de HCl 6 M. Una vez terminado el desprendimiento de hidrógeno, lo que indica que la reacción ha terminado, ¿cuál de los reactivos quedará en exceso?
Calcula el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, que se habrá desprendido al finalizar la reacción.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Canarias 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$Zn\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow ZnCl_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

Para determinar cuál es el reactivo limitante, es preciso calcular el número de moles de cada una de las especies reaccionantes:

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 20\text{ g Zn}\ \dfrac{1\text{ mol Zn}}{65{,}4\text{ g Zn}} = 0{,}306\text{ mol Zn} \\ 200\text{ mL HCl 6 M}\ \dfrac{6\text{ mol HCl}}{10^3\text{ mL HCl 6 M}} = 1{,}2\text{ mol HCl} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{1{,}2\text{ mol HCl}}{0{,}306\text{ mol Zn}} = 3{,}9$$

Como la relación molar es > 2 quiere decir que **sobra HCl**, por lo que **Zn es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2 formada:

$$0{,}306\text{ mol Zn}\frac{1\text{ mol H}_2}{1\text{ mol Zn}} = 0{,}306\text{ mol H}_2$$

Relacionando HCl y Zn:

$$0{,}306\text{ mol Zn}\frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol Zn}}\,\frac{10^3\text{ mL HCl 6 M}}{6\text{ mol HCl}} = 102\text{ mL HCl 6 M (gastado)}$$

$$200\text{ mL HCl 6 M (inicial)} - 102\text{ mL HCl 6 M (gastado)} = \mathbf{98\ mL\ HCl\ 6\ M\ (en\ exceso)}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{0{,}306\text{ mol }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ 273\text{ K}}{1\text{ atm}} = \mathbf{6{,}9\ L\ H_2}$$

4.18. El amoníaco, sin duda uno de los compuestos más importantes de la industria química, se obtiene industrialmente mediante el proceso ideado en 1914 por Fritz Haber (1868-1934) en colaboración con el ingeniero químico Carl Bosch (1874-1940). La preparación de hidróxido de amonio y la obtención de urea son dos de sus muchas aplicaciones.
a) ¿Qué volumen de amoníaco, medido en las condiciones del proceso (400°C y 900 atm), se obtendría a partir de 270 litros de hidrógeno y 100 litros de nitrógeno, medidos en las mismas condiciones, si se sabe que el rendimiento de la reacción es del 70%.
b) ¿Cuántos litros de hidróxido de amonio, del 28% y densidad 0,90 g·cm^{-3}, se podrán preparar con el amoníaco obtenido en el apartado anterior?
c) La urea (carbamida), $CO(NH_2)_2$, es un compuesto sólido cristalino que se utiliza como fertilizante y como alimento para los rumiantes, a los que facilita el nitrógeno necesario para la síntesis de las proteínas. Su obtención industrial se lleva a cabo por reacción entre dióxido de carbono y amoníaco a 350°C y 35 atm. ¿Cuál será el volumen de dióxido de carbono y el de amoníaco, medidos ambos en las condiciones del proceso, necesarios para obtener 100 kg de urea si el rendimiento del proceso es del 80%?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Murcia 2003)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción de obtención de NH_3 es:

$$N_2\text{ (g)} + 3\text{ H}_2\text{ (g)} \longrightarrow 2\text{ NH}_3\text{ (g)}$$

Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de NH_3 obtenida. Teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa **V** L en determinadas condiciones de p y T.

$$\left.\begin{array}{l} 270\ \text{L}\ H_2 \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2}{\mathbf{V}\ \text{L}\ H_2} = \dfrac{270}{\mathbf{V}}\ \text{mol}\ H_2 \\ \\ 100\ \text{L}\ N_2 \dfrac{1\ \text{mol}\ N_2}{\mathbf{V}\ \text{L}\ N_2} = \dfrac{100}{\mathbf{V}}\ \text{mol}\ N_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{\dfrac{270}{\mathbf{V}}\ \text{mol}\ H_2}{\dfrac{100}{\mathbf{V}}\ \text{mol}\ N_2} = 2{,}7$$

Como se observa, la relación molar es menor que 3, lo cual quiere decir que sobra N_2, por lo que se gasta todo el $\mathbf{H_2}$ que es el **reactivo limitante** que determina la cantidad de NH_3 obtenido.

Para relacionar el reactivo limitante, H_2, con NH_3 se tiene en cuenta la ley de las combinaciones volumétricas de *Gay-Lussac*:

$$270\ \text{L}\ H_2 \frac{2\ \text{L}\ NH_3}{3\ \text{L}\ H_2} = 180\ \text{L}\ NH_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 70% el volumen obtenido es:

$$180\ \text{L}\ NH_3 \frac{70\ \text{L}\ NH_3\ \text{(real)}}{100\ \text{L}\ NH_3\ \text{(teórico)}} = \mathbf{126\ L\ NH_3}$$

b) Para saber el volumen de disolución acuosa que se puede preparar con los 126 L de NH_3, medidos a 900 atm y 400°C, del apartado anterior es preciso conocer el número de moles correspondiente a los mismos. Aplicando la ecuación de estado de un gas ideal:

$$n = \frac{900\ \text{atm} \cdot 126\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (400+273)\ \text{K}} = 2055\ \text{mol}\ NH_3$$

Como el hidróxido de amonio es una disolución acuosa del 28% de amoniaco, NH_3 (aq):

$$2055\ \text{mol}\ NH_3 \frac{17\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} \frac{100\ \text{g}\ NH_3\ 28\%}{28\ \text{g}\ NH_3} = 1{,}25·10^5\ \text{g}\ NH_4OH\ 28\%$$

$$1{,}25·10^5\ \text{g}\ NH_3\ 28\% \frac{1\ \text{mL}\ NH_3\ 28\%}{0{,}9\ \text{g}\ NH_3\ 28\%} \frac{1\ \text{L}\ NH_3\ 28\%}{10^3\ \text{mL}\ NH_3\ 28\%} = \mathbf{139\ L\ NH_3\ 28\%}$$

c) Se desea obtener 100 kg de urea y el rendimiento del proceso es del 80%, luego la cantidad que habrá que preparar es:

$$x\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(teórico)} \frac{80\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(real)}}{100\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(teórico)}} = 100\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2\ \text{(real)}$$

se obtiene, x = 125 kg $CO(NH_2)_2$ (teórico).

Los moles de urea a preparar son:

$$125\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2 \frac{10^3\ \text{g}\ CO(NH_2)_2}{1\ \text{kg}\ CO(NH_2)_2} \frac{1\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2}{60\ \text{g}\ CO(NH_2)_2} = 2084\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2$$

La ecuación química correspondiente a la obtención de la urea es:

$$CO_2\ (g) + 2\ NH_3\ (g) \longrightarrow CO(NH_2)_2\ (s) + H_2O\ (l)$$

Relacionando urea con CO_2:

$$2084\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2 \frac{1\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ CO(NH_2)_2} = 2084\ \text{mol}\ CO_2$$

Considerando comporamiento ideal, el volumen de CO_2 que se necesita en la reacción es:

$$V = \frac{2084\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (350+273)\ \text{K}}{35\ \text{atm}} = \mathbf{3042\ L\ CO_2}$$

Como el número de moles gastados de NH_3 es el doble que de CO_2, y ambas sustancias son gaseosas, el volumen, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura, también será el doble, V = **6084 L NH_3**.

4.19. Una gota (0,05 mL) de HCl 12 M se extiende sobre una hoja delgada de aluminio de 0,10 mm de espesor. Suponga que todo el ácido reacciona y traspasa la lámina de un lado a otro. Conociendo que la densidad del aluminio es de 2,70 g·cm^{-3}, ¿cuál será el área del agujero circular producido? ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27°C y 101000 Pa, se habrá desprendido?

(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; 1 atm =101325 Pa)

(Murcia 2003)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre HCl y Al:

$$6\ HCl\ (aq) + 2\ Al\ (s) \longrightarrow 2\ AlCl_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)$$

Los moles de HCl gastados:

$$0{,}05\ \text{mL HCl 12 M} \frac{12\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mL HCl 12 M}} = 6·10^{-4}\ \text{mol HCl}$$

Relacionando HCl con Al:

$$6·10^{-4}\ \text{mol HCl} \frac{2\ \text{mol Al}}{6\ \text{mol HCl}} \frac{27\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} \frac{1\ \text{cm}^3\ \text{Al}}{2{,}70\ \text{g Al}} = 2·10^{-3}\ \text{cm}^3\ \text{Al}$$

Suponiendo que el agujero formado es circular, en la chapa desaparece un cilindro de Al. Como el volumen del cilindro es V = S·h, siendo S la superficie básica y h la altura del cilindro, se obtiene:

$$S = \frac{2·10^{-3}\ \text{cm}^3\ \text{Al}}{0{,}10\ \text{mm Al}} = \mathbf{0{,}2\ cm^2}$$

Relacionando HCl con H_2:

$$6·10^{-4}\ \text{mol HCl} \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{6\ \text{mol HCl}} = 3·10^{-4}\ \text{mol}\ H_2$$

Considerando comporamiento ideal, el volumen de H_2, medido a 101000 Pa y 27°C, que se desprende en la reacción es:

$$V = \frac{3\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (27+273)\ \text{K}}{101000\ \text{Pa}}\ \frac{101325\ \text{Pa}}{1\ \text{atm}}\ \frac{10^3\ \text{mL}\ H_2}{1\ \text{L}\ H_2} = \mathbf{7{,}4\ mL\ H_2}$$

4.20. Una mezcla de carbonato de sodio y carbonato de potasio, de peso total 1,000 g, se trata con ácido clorhídrico en exceso. La disolución resultante se lleva a sequedad y el residuo obtenido (nada más mezcla de cloruros de sodio y potasio) pesa 1,091 g. Calcula la fracción molar de los dos compuestos en la mezcla inicial.

(Baleares 2003)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de los carbonatos con HCl son:

$$Na_2CO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow 2\ NaCl\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

$$K_2CO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow 2\ KCl\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

Llamando **x** e **y** a los moles de Na_2CO_3 y de K_2CO_3, respectivamente, contenidos en la mezcla, se obtienen las siguientes cantidades de mezcla inicial y de residuo:

$$x\ \text{mol}\ Na_2CO_3\ \frac{106\ \text{g}\ Na_2CO_3}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} = 106x\ \text{g}\ Na_2CO_3$$

$$y\ \text{mol}\ K_2CO_3\ \frac{106\ \text{g}\ K_2CO_3}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3} = 138y\ \text{g}\ K_2CO_3$$

$$x\ \text{mol}\ Na_2CO_3\ \frac{2\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3}\ \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 117x\ \text{g NaCl}$$

$$y\ \text{mol}\ K_2CO_3\ \frac{2\ \text{mol KCl}}{1\ \text{mol}\ K_2CO_3}\ \frac{74{,}5\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol KCl}} = 149y\ \text{g KCl}$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r} 106x\ \text{g}\ Na_2CO_3 + 138y\ \text{g}\ K_2CO_3 = 1{,}000\ \text{g mezcla} \\ 117x\ \text{g NaCl} + 149y\ \text{g KCl} = 1{,}091\ \text{g residuo} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} x = 4{,}4\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \\ y = 3{,}9\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3 \end{array}\right.$$

Las respectivas fracciones molares son:

$$x_{Na_2CO_3} = \frac{4{,}4\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{4{,}4\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ Na_2CO_3 + 3{,}9\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3} = \mathbf{0{,}47}$$

$$x_{K_2CO_3} = \frac{3{,}9\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3}{4{,}4\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ Na_2CO_3 + 3{,}9\cdot 10^{-3}\ \text{mol}\ K_2CO_3} = \mathbf{0{,}53}$$

4.21. Una mezcla de 4,800 g de hidrógeno y 36,400 g de oxígeno reaccionan completamente. Demuestre que la masa total de las sustancias presentes antes y después de la reacción son las mismas.

(Castilla y León 2003)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$$

La masa inicial de las especies presentes en la reacción es:

$$4{,}800 \text{ g } H_2 + 36{,}400 \text{ g } O_2 = \mathbf{41{,}2\ g}$$

Al existir inicialmente cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el reactivo limitante para poder calcular la cantidad de H_2O obtenida.

$$\left.\begin{array}{l} 4{,}800 \text{ g } H_2 \dfrac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} = 2{,}4 \text{ mol } H_2 \\ \\ 36{,}400 \text{ g } O_2 \dfrac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 1{,}1375 \text{ mol } O_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{2{,}4 \text{ mol } H_2}{1{,}1375 \text{ mol } O_2} = 2{,}1$$

Como se observa, la relación molar es mayor que 2, lo cual quiere decir que sobra H_2, por lo que se gasta todo el $\mathbf{O_2}$, que es el **reactivo limitante** y que determina la cantidad de H_2O obtenida.

Relacionando H_2 con O_2 se puede obtener la masa de H_2 sobrante:

$$1{,}1375 \text{ mol } O_2 \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } O_2} \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 4{,}55 \text{ g } H_2$$

$$4{,}800 \text{ g } H_2 \text{ (inicial)} - 4{,}550 \text{ g } H_2 \text{ (gastado)} = 0{,}25 \text{ g } H_2 \text{ (exceso)}$$

Relacionando H_2 con H_2O se obtiene la masa de ésta formada:

$$1{,}1375 \text{ mol } O_2 \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 40{,}95 \text{ g } H_2O$$

La masa final de las especies presentes en la reacción es:

$0{,}25 \text{ g } H_2$ (exceso) + $40{,}95 \text{ g } H_2O$ = **41,2 g,** por tanto, **se cumple la ley de Lavoisier.**

4.22. Al hacer reaccionar con oxígeno 5,408 g de una aleación de Mg y Al, se obtiene como residuo una mezcla de los óxidos de ambos metales que pesa 9,524 g. Determinar el porcentaje en peso del Mg en la aleación.

(Extremadura 2003)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la oxidación de ambos metales es:

$$\text{Mg (s)} + O_2 \text{ (g)} \longrightarrow \text{MgO (s)}$$

$$2 \text{ Al (s)} + \frac{3}{2} O_2 \text{ (g)} \longrightarrow Al_2O_3 \text{ (s)}$$

Llamando **x** e **y** a los moles de Mg y Al, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ mol Mg} \frac{24{,}3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} + y \text{ mol Al} \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 5{,}408 \text{ g aleación}$$

$$x \text{ mol Mg} \frac{1 \text{ mol MgO}}{1 \text{ mol Mg}} \frac{40{,}3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} + y \text{ mol Al} \frac{1 \text{ mol } Al_2O_3}{2 \text{ mol Al}} \frac{102 \text{ g } Al_2O_3}{1 \text{ mol } Al_2O_3} = 9{,}524 \text{ g óxidos}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

x = 0,1234 mol Mg   y = 0,0892 mol Al

La masa de Mg en la aleación es:

$$0{,}1234 \text{ mol Mg} \frac{24{,}3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 2{,}999 \text{ g aleación}$$

El porcentaje de Mg en la aleación es:

$$\frac{2{,}999 \text{ g Mg}}{5{,}408 \text{ g aleación}} 100 = \mathbf{55{,}4\% \ Mg}$$

4.23. Una muestra de 1,02 g·que contenía solamente carbonato de calcio y carbonato de magnesio, se calentó hasta descomposición de los carbonatos a óxidos y CO_2 (g). Las reacciones que se producen son:

$$CaCO_3 \text{ (s)} \longrightarrow CaO \text{ (s)} + CO_2 \text{ (g)}$$

$$MgCO_3 \text{ (s)} \longrightarrow MgO \text{ (s)} + CO_2 \text{ (g)}$$

El residuo sólido que quedó después del calentamiento pesó 0,536 g. Calcula:
a) La composición de la muestra.
b) El volumen de CO_2 producido, medido en c.n.

(Cádiz 2003)

a) Llamando **x** e **y**, respectivamente, a los moles de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ en la mezcla se puede plantear la siguiente ecuación:

$$x \text{ mol } CaCO_3 \frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} + y \text{ mol } MgCO_3 \frac{84{,}3 \text{ g } MgCO_3}{1 \text{ mol } MgCO_3} = 1{,}02 \text{ g mezcla}$$

Relacionando estas cantidades con el residuo formado:

$$x \text{ mol } CaCO_3 \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol } CaCO_3} \frac{56 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} + y \text{ mol } MgCO_3 \frac{1 \text{ mol MgO}}{1 \text{ mol } MgCO_3} \frac{40{,}3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 0{,}536 \text{ g residuo}$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$x = 5{,}90 \cdot 10^{-3}$ mol $CaCO_3$ $y = 5{,}09 \cdot 10^{-3}$ mol $MgCO_3$

Las masas correspondientes son:

$$5{,}90 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CaCO_3 \frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 0{,}590 \text{ g } CaCO_3$$

$$5{,}09 \cdot 10^{-3} \text{ mol } MgCO_3 \frac{84{,}3 \text{ g } MgCO_3}{1 \text{ mol } MgCO_3} = 0{,}429 \text{ g } MgCO_3$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}590 \text{ g } CaCO_3}{1{,}02 \text{ g mezcla}} 100 = \mathbf{57{,}8\% \ CaCO_3} \qquad \frac{0{,}429 \text{ g } MgCO_3}{1{,}02 \text{ g mezcla}} 100 = \mathbf{42{,}1\% \ MgCO_3}$$

b) Relacionando los moles de cada componente con el CO_2 producido:

$$5{,}90 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CaCO_3 \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} + 5{,}09 \cdot 10^{-3} \text{ mol } MgCO_3 \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } MgCO_3} = 0{,}011 \text{ mol } CO_2$$

El volumen correspondiente medido en condiciones normales es:

$$0{,}011 \text{ mol } CO_2 \frac{22{,}4 \text{ L } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \mathbf{0{,}25 \text{ L } CO_2}$$

4.24. La mayoría de las pastillas antiácido contienen, entre otras cosas, una mezcla de carbonato de calcio y carbonato de magnesio. Para calcular el contenido en carbonatos se añade un exceso de ácido clorhídrico, con lo que todo el carbonato se transforma en dióxido de carbono:

$$CaCO_3 \text{ (s)} + 2\text{ HCl (aq)} \longrightarrow CaCl_2 \text{ (aq)} + CO_2 \text{ (g)} + H_2O \text{ (l)}$$

$$MgCO_3 \text{ (s)} + 2\text{ HCl (aq)} \longrightarrow MgCl_2 \text{ (aq)} + CO_2 \text{ (g)} + H_2O \text{ (l)}$$

A continuación, se valora el exceso de ácido clorhídrico con una disolución de NaOH:

$$NaOH \text{ (aq)} + HCl \text{ (aq)} \longrightarrow NaCl \text{ (aq)} + H_2O \text{ (l)}$$

Datos de la experiencia:

Peso de la pastilla antiácido: 1,4576 g
Peso del fragmento de pastilla utilizado en el análisis: 0,3515 g
Disolución de ácido clorhídrico: 0,18 M
Disolución de hidróxido de sodio: 0,10 M

Procedimiento:

Se introduce el fragmento de pastilla en un matraz erlenmeyer de 250 mL y se añaden 25 mL de disolución de HCl 0,18 M. Con ayuda de una varilla agitadora se disuelve la muestra. Se añaden tres gotas de disolución de rojo congo, que es un indicador ácido-base que toma color violeta en medio ácido y color rosa en medio básico, y se valora con disolución de NaOH hasta que el indicador vire del color violeta a rosa. En la experiencia se consumieron 7,3 mL de esta disolución. Calcula:

a) Moles de carbonato de contenidos en la muestra utilizada para el análisis.
b) Moles de carbonato de contenidos en una pastilla.
c) Gramos de carbonato de calcio y de magnesio contenidos en una pastilla, sabiendo que del peso total de carbonatos el 89,47% corresponde a carbonato de calcio y el 10,53% restante a carbonato de magnesio.

(C. Valenciana 2004)

a) Moles de HCl totales añadidos:

$$25 \text{ mL HCl } 0{,}18 \text{ M } \frac{0{,}18 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mL HCl } 0{,}18 \text{ M}} = 4{,}5\cdot10^{-3} \text{ mol HCl}$$

▪ Moles de HCl en exceso (reaccionan con NaOH):

$$7{,}3 \text{ mL NaOH } 0{,}10 \text{ M } \frac{0{,}10 \text{ mol NaOH}}{10^3 \text{ mL NaOH } 0{,}10 \text{ M}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 7{,}3\cdot10^{-4} \text{ mol HCl}$$

▪ Moles de HCl que reaccionan con CO_3^{2-}:

$$(4{,}5\cdot10^{-3}\text{-}7{,}3\cdot10^{-4}) \text{ mol HCl} = 3{,}8\cdot10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Por tanto, los moles de carbonato en la muestra son:

$$3{,}8\cdot10^{-3} \text{ mol HCl } \frac{1 \text{ mol } CO_3^{2-}}{2 \text{ mol HCl}} = \mathbf{1{,}9\cdot10^{-3} \text{ mol } CO_3^{2-}}$$

b) Relacionando la pastilla antiácido y los moles de CO_3^{2-}:

$$1{,}4576\ \text{g pastilla}\ \frac{1{,}9\cdot10^{-3}\ \text{mol } CO_3^{2-}}{0{,}3515\ \text{g pastilla}} = \mathbf{7{,}9\cdot10^{-3}\ mol\ CO_3^{2-}}$$

c) Llamando **x** e **y**, respectivamente, a los gramos de $CaCO_3$ y $MgCO_3$ contenidos en la pastilla antiácido, los moles de carbonato correspondientes son:

$$\left.\begin{array}{l} x\ \text{g } CaCO_3\ \dfrac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100\ \text{g } CaCO_3}\ \dfrac{1\ \text{mol } CO_3^{2-}}{1\ \text{mol } CaCO_3} = \dfrac{x}{100}\ \text{mol } CO_3^{2-} \\[2ex] y\ \text{g } MgCO_3\ \dfrac{1\ \text{mol } MgCO_3}{84{,}3\ \text{g } MgCO_3}\ \dfrac{1\ \text{mol } CO_3^{2-}}{1\ \text{mol } MgCO_3} = \dfrac{y}{84{,}3}\ \text{mol } CO_3^{2-} \end{array}\right\} \rightarrow \frac{x}{100}+\frac{y}{84{,}3} = 7{,}9\cdot10^{-3}\ \text{mol } CO_3^{2-}$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{x}{100}+\dfrac{y}{84{,}3} = 7{,}9\cdot10^{-3}\ \text{mol } CO_3^{2-} \\[2ex] \dfrac{x\ \text{g } CaCO_3}{y\ \text{g } MgCO_3} = \dfrac{89{,}47\ \text{g } CaCO_3}{10{,}53\ \text{g } MgCO_3} \end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l} x = \mathbf{0{,}686\ g\ CaCO_3} \\[2ex] y = \mathbf{0{,}081\ g\ MgCO_3} \end{array}\right.$$

4.25. En el laboratorio encontramos un frasco viejo que contiene una muestra de cinc, sin más información. Para saber cuál es su riqueza se hace reaccionar 4,25 g de esa muestra con un exceso de ácido clorhídrico 6 M, lo que da lugar a la formación de hidrógeno gas y cloruro de cinc. El gas hidrógeno se recoge a 20°C y 745 mmHg ocupando un volumen de 950 mL. Calcular:
a) La riqueza de esa muestra de cinc en %.
b) Qué volumen de disolución ácida es necesario para obtener ese volumen de hidrógeno gas.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Galicia 2004)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:

$$Zn\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow ZnCl_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{745\ \text{mmmHg}\cdot 950\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (20+273)\ \text{K}}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}}\ \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 3{,}9\cdot10^{-2}\ \text{mol } H_2$$

Relacionando H_2 y Zn:

$$3{,}9\cdot10^{-2}\ \text{mol } H_2\ \frac{1\ \text{mol Zn}}{1\ \text{mol } H_2}\ \frac{65{,}4\ \text{g Zn}}{1\ \text{mol Zn}} = 2{,}55\ \text{g Zn}$$

El porcentaje de Zn en la muestra es:

$$\frac{2{,}55\ \text{g Mg}}{4{,}25\ \text{g muestra}}\,100 = \mathbf{60{,}0\%\ Zn}$$

b) Relacionando H_2 con HCl se obtiene el volumen de disolución ácida necesaria para obtener el gas:

$$3{,}9\cdot10^{-2}\ \text{mol H}_2\ \frac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol H}_2}\ \frac{10^3\ \text{mL HCl 6 M}}{6\ \text{mol HCl}} = \mathbf{13\ mL\ HCl\ 6\ M}$$

4.26. El sulfato de amonio se obtiene industrialmente burbujeando amoníaco gaseoso a través de ácido sulfúrico diluido, según:

$$2\ NH_3\ (g) + H_2SO_4\ (l) \longrightarrow (NH_4)_2SO_4\ (s)$$

Calcula:

a) El volumen de amoníaco, a 20°C y 700 mmHg, necesario para obtener 50 kg de sulfato de amonio del 80% de riqueza en peso.

b) El volumen de ácido sulfúrico del 50% de riqueza en peso y densidad 1,40 g·mL^{-1} que se consumirá en dicha preparación.

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Cádiz 2004)

La cantidad de $(NH_4)_2SO_4$ a obtener es:

$$50\cdot10^3\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\%\ \frac{80\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{100\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4\ 80\%}\ \frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{132\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4} = 303\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4$$

a) Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con NH_3:

$$303\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4\ \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4} = 151{,}5\ \text{mol}\ NH_3$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{151{,}5\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (20+273)\ \text{K}}{700\ \text{mmHg}}\ \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{3952\ L\ NH_3}$$

b) Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con H_2SO_4:

$$303\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}\ \frac{98\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4} = 2{,}97\cdot10^4\ \text{g}\ H_2SO_4$$

Como se dispone de una disolución de H_2SO_4 de riqueza 50%:

$$2{,}97\cdot10^4\ \text{g}\ H_2SO_4\ \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 50\%}{50\ \text{g}\ H_2SO_4}\ \frac{1\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 50\%}{1{,}40\ \text{g}\ H_2SO_4\ 50\%} = \mathbf{4{,}24\cdot10^4\ mL\ H_2SO_4\ 50\%}$$

4.27. Una muestra que consiste en una mezcla de cloruros de sodio y potasio pesa 0,3575 g, produce 0,1162 g de perclorato de potasio. Calcula los porcentajes de cada uno de los cloruros de la mezcla.

(Cádiz 2004)

Como el perclorato de potasio formado procede del cloruro potasio de la mezcla original:

$$0{,}1162\ \text{g}\ KClO_4\ \frac{1\ \text{mol}\ KClO_4}{138{,}6\ \text{g}\ KClO_4}\ \frac{1\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol}\ KClO_4}\ \frac{1\ \text{mol KCl}}{1\ \text{mol Cl}}\ \frac{74{,}6\ \text{g KCl}}{1\ \text{mol KCl}} = 0{,}0625\ \text{g KCl}$$

El porcentaje de perclorato de potasio en la mezcla original es:

$$\frac{0{,}0625 \text{ g KCl}}{0{,}3575 \text{ g mezcla}} 100 = \mathbf{17{,}5\%\ KCl}$$

El resto es cloruro de sodio:

$$100\% \text{ mezcla} - 17{,}5\% \text{ KCl} = \mathbf{82{,}5\%\ NaCl}$$

4.28. El proceso Ostwald para la fabricación de HNO_3 lleva consigo la oxidación del amoníaco por aire sobre un catalizador de platino, según:

$$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 6\ H_2O + (g) + 4\ NO\ (g)$$

$$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

¿Qué volumen de aire (este contiene un 21% de oxígeno en volumen) a 27°C y 1 atm se necesita para la conversión completa por este proceso de 5 toneladas de NH_3 en NO_2?

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Cádiz 2004)

La ecuación química correspondiente a la reacción global es:

$$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 6\ H_2O + (g) + 4\ NO\ (g)$$

El número de moles de NH_3 a transformar es:

$$5 \text{ t } NH_3 \frac{10^6 \text{ g } NH_3}{1 \text{ t } NH_3} \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} = 2{,}94 \cdot 10^5 \text{ mol } NH_3$$

Relacionando NH_3 con O_2 (1ª reacción):

$$2{,}94 \cdot 10^5 \text{ mol } NH_3 \frac{5 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } NH_3} = 3{,}68 \cdot 10^5 \text{ mol } O_2$$

Relacionando NH_3 con O_2 (2ª reacción):

$$2{,}94 \cdot 10^5 \text{ mol } NH_3 \frac{4 \text{ mol NO}}{4 \text{ mol } NH_3} \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol NO}} = 1{,}47 \cdot 10^5 \text{ mol } O_2$$

La cantidad total de O_2 consumido es:

$$3{,}68 \cdot 10^5 \text{ mol } O_2 \text{ (1ª reacción)} + 1{,}47 \cdot 10^5 \text{ mol } O_2 \text{ (2ª reacción)} = 5{,}15 \cdot 10^5 \text{ mol } O_2 \text{ (total)}$$

En una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar, relacionando O_2 con aire:

$$5{,}15 \cdot 10^5 \text{ mol } O_2 \frac{100 \text{ mol aire}}{21 \text{ mol } O_2} = 2{,}45 \cdot 10^6 \text{ mol aire}$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el aire es:

$$V = \frac{2{,}45 \cdot 10^6 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (27+273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{6{,}03 \cdot 10^7\ L\ aire}$$

4.29. La industria química utiliza grandes cantidades de ácidos. De hecho entre los diversos productos químicos de más producción de la industria española (tanto orgánicos como inorgánicos) está el ácido nítrico que encuentra sus principales aplicaciones en la industria de los fertilizantes, explosivos y fabricación de productos químicos.

a) En un frasco de ácido nítrico concentrado, se lee las siguientes inscripciones:

masa molecular: 63,01

densidad: 1,38

riqueza en peso: 60%

a1) ¿Cuántos mL de este ácido son necesarios para preparar 250 mL de una disolución de HNO_3 *2 M?*

a2) ¿Cuántos mL de HNO_3 *2 M son necesarios para alcanzar el punto de equivalencia en una titulación de 50 mL de hidróxido amónico 0,5 M? Justifique, cualitativamente si en el punto de equivalencia el pH será ácido, básico o neutro.*

b) Se le dio a un estudiante un ácido desconocido, que podía ser ácido acético, (CH_3COOH*), ácido pirúvico (*$CH_3COCOOH$*) o ácido propiónico (*CH_3CH_2COOH*). El estudiante preparó una disolución del ácido desconocido disolviendo 0,100 g del mismo en 50,0 mL de agua. A continuación, valoró la disolución hasta el punto de equivalencia consumiéndose 11,3 mL de una disolución de NaOH 0,100 M. Identifique razonadamente el ácido desconocido.*

(Sevilla 2004)

a1) La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución 2 M es:

$$250\ \text{mL}\ HNO_3\ 2\ \text{M}\ \frac{2\ \text{mol}\ HNO_3}{10^3\ \text{mL}\ HNO_3\ 2\ \text{M}}\ \frac{63{,}01\ \text{g}\ HNO_3}{1\ \text{mol}\ HNO_3} = 31{,}51\ \text{g}\ HNO_3$$

Como se dispone de disolución del 60%:

$$31{,}51\ \text{g}\ HNO_3\ \frac{100\ \text{g}\ HNO_3\ 60\%}{60\ \text{g}\ HNO_3}\ \frac{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 60\%}{1{,}38\ \text{g}\ HNO_3\ 60\%} = \mathbf{38\ mL\ HNO_3\ 60}\%$$

a2) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización es:

$$HNO_3\ (aq) + NH_3\ (aq) \longrightarrow NH_4NO_3\ (aq) + H_2O\ (l)$$

El número de mmoles soluto contenidos en la disolución básica es:

$$50\ \text{mL}\ NH_3\ 0{,}5\ \text{M}\ \frac{0{,}5\ \text{mmol}\ NH_3}{1\ \text{mL}\ NH_3\ 0{,}5\ \text{M}} = 2{,}5\ \text{mmol}\ NH_3$$

Relacionando NH_3 y HNO_3 2 M:

$$2{,}5\ \text{mmol}\ NH_3\ \frac{1\ \text{mmol}\ HNO_3}{1\ \text{mmol}\ NH_3}\ \frac{1\ \text{mL}\ HNO_3\ 2\ \text{M}}{2\ \text{mmol}\ HNO_3} = \mathbf{12{,}5\ mL\ HNO_3\ 2\ M}$$

Como reaccionan cantidades estequiométricas, en el punto de equivalencia sólo hay NH_4NO_3:

$$NH_4NO_3\ (aq) \longrightarrow NH_4^+\ (aq) + NO_3^-\ (aq)$$

El ion nitrato no se hidroliza ya que es la base conjugada del ácido nítrico (ácido fuerte); y el ion amonio es el ácido conjugado del amoníaco (base débil), por tanto, se hidroliza de acuerdo con la reacción:

$$NH_4^+\ (aq) + H_2O\ (l) \longleftrightarrow NH_3\ (aq) + H_3O^+\ (aq)$$

Como se observa, en esta reacción **se producen iones H_3O^+**, luego el **pH** de la disolución es **ácido**.

b) Llamando HX al ácido desconocido, la reacción de neutralización del mismo es:

$$HX\ (aq) + NaOH\ (aq) \longrightarrow NaX\ (aq) + H_2O\ (l)$$

El número de moles de HX neutralizados con NaOH es:

$$11{,}3\ \text{mL NaOH 0,1 M} \frac{0{,}1\ \text{mol NaOH}}{10^3\ \text{mL NaOH 0,1 M}} \frac{1\ \text{mol HX}}{1\ \text{mol NaOH}} = 1{,}13 \cdot 10^{-3}\ \text{mol HX}$$

Relacionando los gramos y moles del ácido HX:

$$\frac{0{,}100\ \text{g HX}}{1{,}13 \cdot 10^{-3}\ \text{mol HX}} = \mathbf{88{,}5\ g \cdot mol^{-1}}$$

Calculando las masas molares de los ácidos propuestos:

Ácido	Fórmula	M ($g \cdot mol^{-1}$)
acético	CH_3COOH	60
propiónico	CH_3CH_2COOH	74
pirúvico	$CH_3COCOOH$	88

Se observa que la masa molar obtenida a partir de la reacción de neutralización coincide con la del **ácido pirúvico** que, por tanto, será la sustancia problema.

4.30. A la temperatura de 25°C y 750 mmHg de presión reaccionan completamente 250 g de una piedra caliza con una disolución de HCl del 35% en peso y densidad 1,18 g/mL según la siguiente reacción:

$$CaCO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow CaCl_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

sabiendo que la piedra caliza tiene una riqueza en $CaCO_3$ (s) del 80%, calcule:
a) El volumen de dióxido de carbono producido medido en las mismas condiciones de presión y temperatura de la reacción.
b) El volumen de la disolución de HCl necesario.
c) Cantidad de piedra caliza necesaria para obtener 1 kg de $CaCl_2$ (s).
(Dato. Constante R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

(Córdoba 2004)

El número de moles de $CaCO_3$ contenidos en la muestra de caliza es:

$$250\ \text{g caliza} \frac{80\ \text{g } CaCO_3}{100\ \text{g caliza}} \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100\ \text{g } CaCO_3} = 2\ \text{mol } CaCO_3$$

a) Relacionando $CaCO_3$ y CO_2:

$$2\ \text{mol } CaCO_3 \frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } CaCO_3} = 2\ \text{mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{2 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \, (25+273) \text{ K}}{750 \text{ mmmHg}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = \mathbf{49{,}5 \ L \ CO_2}$$

b) Relacionando $CaCO_3$ y HCl se obtiene el volumen de disolución ácida necesaria para la reacción:

$$2 \text{ mol } CaCO_3 \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } CaCO_3} \frac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g HCl } 35\%}{35 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mL HCl } 35\%}{1{,}18 \text{ g HCl } 35\%} = \mathbf{354 \ mL \ HCl \ 35\%}$$

c) Relacionando $CaCl_2$ y $CaCO_3$:

$$1 \text{ kg } CaCl_2 \frac{10^3 \text{ g } CaCl_2}{1 \text{ kg } CaCl_2} \frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{111 \text{ g } CaCl_2} \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCl_2} = 9 \text{ mol } CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ y caliza:

$$9 \text{ mol } CaCO_3 \frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} \frac{100 \text{ g caliza}}{80 \text{ g } CaCO_3} = \mathbf{1125 \ g \ caliza}$$

4.31. Ante la posible falta de reservas de petróleo se han ensayado en algunos vehículos otros tipos de combustibles, entre ellos una mezcla de butano y etanol.
a) Escribe las reacciones de combustión de cada sustancia.
b) Determina cuál de ellos contribuye más al efecto invernadero (emisión de CO_2) si se queman 100 g de cada uno.

(Canarias 2005)

a) La ecuación química correspondiente a la combustión del butano es:

$$\mathbf{C_4H_{10} \ (g) + \frac{13}{2} O_2 \ (g) \longrightarrow 4 \ CO_2 \ (g) + 5 \ H_2O \ (l)}$$

La ecuación química correspondiente a la combustión del etanol es:

$$\mathbf{C_2H_6O \ (g) + 3 \ O_2 \ (g) \longrightarrow 2 \ CO_2 \ (g) + 3 \ H_2O \ (l)}$$

b) La masa de CO_2 producida en la combustión de 100 g de butano es:

$$100 \text{ g } C_4H_{10} \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{58 \text{ g } C_4H_{10}} \frac{4 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \mathbf{303 \ g \ CO_2}$$

La masa de CO_2 producida en la combustión de 100 g de etanol es:

$$100 \text{ g } C_2H_6O \frac{1 \text{ mol } C_2H_6O}{46 \text{ g } C_2H_6O} \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_2H_6O} \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \mathbf{191 \ g \ CO_2}$$

A la vista de los resultados obtenidos, se concluye que **el butano contribuye más** que el etanol **al efecto invernadero**.

4.32. Durante un proceso industrial de producción de ácido sulfúrico 12 M se ha cometido un error que da como resultado la obtención de un ácido 10,937 M.
a) Calcule el volumen de ácido sulfúrico, de 90% de riqueza en peso y densidad 1,8 g/mL, que hay que añadir a 1000 litros de aquella disolución para que resulte exactamente 12 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.
b) Este ácido se utiliza para la fabricación de sulfato cálcico. La empresa necesita producir 7800 kg de este compuesto. Para ello dispone de suficiente cantidad de las dos materias primas necesarias: carbonato de calcio y ácido sulfúrico. El primero se encuentra en estado puro y el segundo es 12 M. Si se sabe que el rendimiento de la reacción es del 84% ¿qué volumen de disolución de ácido sulfúrico debe emplearse?
(Murcia 2005)

a) El número de moles de H_2SO_4 en la disolución preparada es:

$$1000 \text{ L } H_2SO_4 \ 10{,}397 \text{ M} \frac{10{,}937 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L } H_2SO_4 \ 10{,}397 \text{ M}} = 10937 \text{ mol } H_2SO_4$$

El número de moles de H_2SO_4 contenidos en x mL de una disolución de H_2SO_4 del 90% de riqueza en peso y densidad 1,8 g/mL es:

$$x \text{ mL } H_2SO_4 \ 90\% \frac{1{,}8 \text{ g } H_2SO_4 \ 90\%}{1 \text{ mL } H_2SO_4 \ 90\%} \frac{90 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g } H_2SO_4 \ 90\%} \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} = 1{,}65 \cdot 10^{-2} \ x \text{ mol } H_2SO_4$$

La disolución resultante de la mezcla de ambas disoluciones deberá tener una concentración 12 M:

$$\frac{(10{,}937 + 1{,}65 \cdot 10^{-2} \ x) \text{ mol } H_2SO_4}{(1000 + x \cdot 10^{-3}) \text{ L disolución}} = 12 \text{ M} \longrightarrow x = \mathbf{2{,}35 \cdot 10^5 \ L \ H_2SO_4 \ 90\%}$$

b) Si el rendimiento del proceso es del 84% la cantidad teórica de $CaSO_4$ a producir es:

$$x \text{ kg } CaSO_4 \text{ (teo)} \frac{84 \text{ kg } CaSO_4 \text{ (real)}}{100 \text{ kg } CaSO_4 \text{ (teo)}} = 7800 \text{ kg } CaSO_4 \text{ (real)} \longrightarrow x = 9286 \text{ kg } CaSO_4 \text{ (teo)}$$

La ecuación química correspondiente a la obtención de $CaSO_4$ es:

$$CaCO_3 \text{ (s)} + H_2SO_4 \text{ (g)} \longrightarrow CaSO_4 \text{ (s)} + CO_2 \text{ (g)} + H_2O \text{ (l)}$$

Relacionando $CaSO_4$ con la disolución de H_2SO_4 12 M:

$$9286 \cdot 10^3 \text{ g } CaSO_4 \frac{1 \text{ mol } CaSO_4}{132 \text{ g } CaSO_4} \frac{1 \text{ mol } H_2SO_{44}}{1 \text{ mol } CaSO_4} \frac{1 \text{ L } H_2SO_4 \ 12 \text{ M}}{12 \text{ mol } H_2SO_4} = \mathbf{5690 \ L \ H_2SO_4 \ 12 \ M}$$

4.33. El metano es uno de los gases que contribuyen al efecto invernadero y se produce en cantidades importantes como consecuencia de los residuos de las granjas de animales para la alimentación. La reacción del metano con agua es una forma de preparar hidrógeno que puede emplearse como fuente de energía neta en las pilas de combustible.

$$CH_4 \text{ (g)} + H_2O \text{ (g)} \longrightarrow CO \text{ (g)} + 3 \ H_2 \text{ (g)}$$

Se combinan 995 g de metano y 2510 g de agua:
a) ¿Quién es el reactivo limitante?
b) ¿Cuál es la masa máxima de hidrógeno que se puede preparar?
c) ¿Qué masa de reactivo en exceso quedará cuando acabe la reacción?
(O.Q.L. Baleares 2005)

a) Relacionando entre sí los moles de ambas sustancias:

$$\left.\begin{array}{r} 995 \text{ g } CH_4 \dfrac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} = 62{,}2 \text{ mol } CH_4 \\ \\ 2150 \text{ g } H_2O \dfrac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 139{,}4 \text{ mol } H_2O \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{62{,}2 \text{ mol } CH_4}{139{,}4 \text{ mol } H_2O} = 0{,}45$$

Como la relación molar es < 1 quiere decir que **sobra H_2O**, por lo que el reactivo **limitante es** CH_4.

b) La cantidad de H_2 formado depende de la cantidad de reactivo limitante:

$$62{,}2 \text{ mol } CH_4 \frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } CH_4} \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = \mathbf{373 \text{ g } H_2}$$

c) Los moles de H_2O consumidos en la reacción dependen de la cantidad de reactivo limitante:

$$62{,}2 \text{ mol } CH_4 \frac{1 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_4} = 62{,}2 \text{ mol } H_2O$$

Los moles de H_2O en exceso son:

$$139{,}4 \text{ mol } H_2O \text{ (inicial)} - 62{,}2 \text{ mol } H_2O \text{ (gastado)} = 77{,}2 \text{ mol } H_2O \text{ (exceso)}$$

La masa de H_2O en exceso es

$$77{,}2 \text{ mol } H_2O \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = \mathbf{1390 \text{ g } H_2O}$$

4.34. El cloro gaseoso (Cl_2) puede obtenerse en el laboratorio, en pequeñas cantidades haciendo reaccionar el dióxido de manganeso con ácido clorhídrico concentrado, según:

$$MnO_2 \text{ (s)} + 4 \text{ HCl (aq)} \longrightarrow MnCl_2 \text{ (aq)} + Cl_2 \text{ (g)} + 2 \text{ } H_2O \text{ (l)}$$

Se hacen reaccionar 100 g de MnO_2 con 0,8 L de disolución de HCl del 35,2% en masa y densidad 1,175 $g·cm^{-3}$ Calcule:
a) La molaridad del ácido empleado.
b) El volumen de cloro producido en condiciones normales.

(Cádiz 2005)

a) Tomando como base de cálculo 1 L de disolución de HCl:

$$\frac{10^3 \text{ mL HCl } 35{,}2\%}{1 \text{ L HCl } 35{,}2\%} \frac{1{,}175 \text{ g HCl } 35{,}2\%}{1 \text{ mL HCl } 35{,}2\%} \frac{35{,}2 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 35{,}2\%} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36{,}5 \text{ g HCl}} = \mathbf{11{,}3 \text{ M}}$$

b) Para calcular la cantidad de Cl_2 producido es necesario calcular previamente cuál es el reactivo limitante:

$$\left.\begin{array}{r} 100 \text{ g } MnO_2 \dfrac{1 \text{ mol } MnO_2}{86{,}9 \text{ g } MnO_2} = 1{,}15 \text{ mol } MnO_2 \\ \\ 0{,}8 \text{ L HCl } 11{,}3 \text{ M} \dfrac{11{,}3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 11{,}3 \text{ M}} = 9{,}07 \text{ mol HCl} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{9{,}07 \text{ mol HCl}}{1{,}15 \text{ mol } MnO_2} = 7{,}9$$

Como la relación molar es > 4 quiere decir que sobra HCl, por lo que **MnO_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de Cl_2 formada:

$$1{,}15\ \text{mol MnO}_2\ \frac{1{,}15\ \text{mol Cl}_2}{1\ \text{mol MnO}_2}\ \frac{22{,}4\ \text{L Cl}_2}{1\ \text{mol Cl}_2} = \mathbf{25{,}8\ L\ Cl_2}$$

4.35. Una muestra de hulla contiene 1,6% en peso de azufre. Mediante la combustión, el azufre se oxida a dióxido de azufre gaseoso:

$S\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow SO_2\ (g)$

que contamina la atmósfera.
Un tratamiento posterior del dióxido de azufre con cal viva (CaO) transforma el SO_2 en $CaSO_3$. Si una central térmica consume diariamente 6600 t de hulla, calcule:
a) La masa (en kg) de SO_2 que se produce.
b) El volumen (en m^3) de SO_2 que se libera a una temperatura de 20°C y 1 atm de presión.
c) Si el consumo diario de CaO es de 150 t ¿se puede eliminar todo el SO_2 producido? En caso contrario, ¿qué cantidad de SO_2 se libera a la atmósfera?
(Dato. Constante R = 0,082 $atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$)

(Córdoba 2005)

a) La cantidad S presente en la hulla es:

$$6600\ \text{t hulla}\ \frac{10^6\ \text{g hulla}}{1\ \text{t hulla}}\ \frac{1{,}6\ \text{g S}}{100\ \text{g hulla}}\ \frac{1\ \text{mol S}}{32\ \text{g S}} = 3{,}3{\cdot}10^6\ \text{mol S}$$

Relacionando S y SO_2 liberado en la combustión:

$$3{,}3{\cdot}10^6\ \text{mol S}\ \frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol S}}\ \frac{64\ \text{g SO}_2}{1\ \text{mol SO}_2}\ \frac{1\ \text{kg SO}_2}{10^3\ \text{g SO}_2} = \mathbf{2{,}1{\cdot}10^5\ kg\ SO_2}$$

b) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{3{,}3{\cdot}10^6\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm}{\cdot}\text{L}{\cdot}\text{mol}^{-1}{\cdot}\text{K}^{-1})\ (20+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm}}\ \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = \mathbf{7{,}9{\cdot}10^4\ m^3\ SO_2}$$

c) La ecuación química correspondiente a la reacción entre SO_2 y CaO es:

$$SO_2\ (g) + CaO\ (s) \longrightarrow CaSO_3\ (s)$$

Relacionando CaO y SO_2 se obtiene la cantidad de SO_2 eliminado:

$$150{\cdot}10^6 \text{g CaO}\ \frac{1\ \text{mol CaO}}{56\ \text{g CaO}}\ \frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol CaO}}\ \frac{64\ \text{g SO}_2}{1\ \text{mol SO}_2}\ \frac{1\ \text{kg SO}_2}{10^3\ \text{g SO}_2} = \mathbf{1{,}7{\cdot}10^5\ kg\ SO_2}$$

Esta cantidad es menor que la obtenida en el apartado a), luego **NO se elimina todo el** SO_2 **producido.**

$$2{,}1{\cdot}10^5\ \text{kg SO}_2\ \text{(producido)} - 1{,}7{\cdot}10^5\ \text{kg SO}_2\ \text{(eliminado)} = \mathbf{4{,}0{\cdot}10^4\ kg\ SO_2\ (liberado)}$$

4.36. Los nutrientes de las plantas contenidos en los fertilizantes son el nitrógeno, el fósforo y el potasio. En la etiqueta de cualquier fertilizante aparece el porcentaje que contiene de cada uno de estos elementos expresado en forma de N_2, P_2O_5 *y* K_2O. *Un fertilizante utilizado frecuentemente es "Compo Fertilizante Universal 7-5-6", que indica que contiene un 7% de nitrógeno, 5% de* P_2O_5 *y 6% de* K_2O.

Un método sencillo para analizar el fósforo contenido en un fertilizante consiste en la precipitación y pesada en forma de $NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O$ *(tetraoxofosfato (V) de amonio y magnesio hexahidrato), lo que constituye un ejemplo típico de análisis gravimétrico o gravimetría. La precipitación de esta sal se produce al adicionar catión* Mg^{2+} *y catión* NH_4^+ *a una disolución que contenga el anión* HPO_4^{2-}:

$$HPO_4^{2-}\ (aq) + OH^-\ (aq) + Mg^{2+}\ (aq) + NH_4^+\ (aq) + 5\ H_2O\ (l) \longrightarrow NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O\ (s)$$

En un erlenmeyer de 1 L se introducen 20,47 g de fertilizante y se disuelven en 150 mL de agua destilada. Se adicionan 60 mL de disolución 0,4 M de sulfato de magnesio. Se añaden unas gotas de fenolftaleína y seguidamente, lentamente y agitando, se adiciona disolución 1 M de amoníaco hasta que se forme un precipitado blanco y se produzca el viraje del indicador de incoloro a rojo. En esta operación se consumen 30 mL de disolución de amoníaco. Después de esperar 15 minutos para que sedimente el precipitado, se filtra sobre papel de filtro, previamente pesado, en un embudo Buchner, utilizando trompa de agua para vacío. Después de calentar en la estufa a 40°C, hasta un peso constante, se obtuvo un precipitado que pesó 3,64 g.

a) Teóricamente el fertilizante es 7-5-6, es decir, 7% de nitrógeno, 5% de P_2O_5 *y 6% de* K_2O. *Calcula con estos datos teóricos el porcentaje de nitrógeno, fósforo y potasio.*

b) Con los datos del problema, calcula el porcentaje real de P_2O_5 *y de P.*

c) Calcula los moles de catión Mg^{2+} *utilizados en exceso.*

d) Calcula los moles de NH_3 *utilizados en exceso.*

e) Si el precipitado recogido fuera $KMgPO_4{\cdot}6\ H_2O$ *(s) en lugar de* $NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O$ *(s), ¿cuál habría sido el resultado del porcentaje de P contenido en el fertilizante?*

f) El fósforo contenido en el fertilizante suele encontrarse en forma de HPO_4^{2-} *y* $H_2PO_4^-$*, porque los hidrógenofosfatos y los dihidrógenofosfatos son solubles en agua, mientras que los fosfatos son insolubles. Justifica las razones por las cuales la precipitación de* $NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O$ *se ha de realizar en medio básico, razón por la cual se utiliza fenolftaleína como indicador y se adiciona amoníaco hasta el viraje del indicador.*

(C. Valenciana 2005)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de fertilizante que según su etiqueta contiene 7% de nitrógeno, 5% de P_2O_5 y 6% de K_2O, los porcentajes teóricos de P, K y N son:

$$5\ \text{g}\ P_2O_5 \frac{1\ \text{mol}\ P_2O_5}{142\ \text{g}\ P_2O_5}\ \frac{2\ \text{mol P}}{1\ \text{mol}\ P_2O_5}\ \frac{31\ \text{g P}}{1\ \text{mol P}} = \mathbf{2{,}2\%\ P}$$

$$6\ \text{g}\ K_2O \frac{1\ \text{mol}\ K_2O}{94{,}2\ \text{g}\ K_2O}\ \frac{2\ \text{mol K}}{1\ \text{mol}\ K_2O}\ \frac{39{,}1\ \text{g K}}{1\ \text{mol K}} = \mathbf{5{,}0\%\ K}$$

y según dice el enunciado, **7,0% N**.

b) El porcentaje de P en el "compo" es:

$$3{,}64\ \text{g}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O \frac{1\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O}{245{,}3\ \text{g}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O} = 0{,}0148\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O$$

$$0{,}0148\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O \frac{1\ \text{mol P}}{1\ \text{mol}\ NH_4MgPO_4{\cdot}6\ H_2O} = 0{,}0148\ \text{mol P}$$

$$\frac{0{,}0148\text{ mol P}}{20{,}47\text{ g compo}}\,\frac{31\text{ g P}}{1\text{ mol P}}\,100=\mathbf{2{,}2\%\ P}$$

Sabiendo que el "compo" contiene 2,2% de P, la cantidad correspondiente de P_2O_5 es:

$$2{,}2\text{ g P}\,\frac{1\text{ mol P}}{31\text{ g P}}\,\frac{1\text{ mol }P_2O_5}{2\text{ mol P}}\,\frac{142\text{ g }P_2O_5}{1\text{ mol }P_2O_5}\,100=\mathbf{5{,}0\%\ P_2O_5}$$

c) Mmoles Mg^{2+} utilizados:

$$60\text{ mL }MgSO_4\ 0{,}4\text{ M}\,\frac{0{,}4\text{ mmol }MgSO_4}{1\text{ mL }MgSO_4\ 0{,}4\text{ M}}\,\frac{1\text{ mmol }Mg^{2+}}{1\text{ mmol }MgSO_4}=24{,}0\text{ mmol }Mg^{2+}$$

▪ Mmoles Mg^{2+} gastados:

$$0{,}0148\text{ mol }NH_4MgPO_4{\cdot}6\,H_2O\,\frac{1\text{ mol }Mg^{2+}}{1\text{ mol }NH_4MgPO_4{\cdot}6\,H_2O}=0{,}0148\text{ mol }Mg^{2+}$$

$$0{,}0148\text{ mol }Mg^{2+}\,\frac{10^3\text{ mmol }Mg^{2+}}{1\text{ mol }Mg^{2+}}=14{,}8\text{ mmol }Mg^{2+}$$

▪ Mmoles Mg^{2+} en exceso:

$$24{,}0\text{ mmol }Mg^{2+}\ \text{(utilizado)}-14{,}8\text{ mmol }Mg^{2+}\ \text{(gastado)}=\mathbf{9{,}2\ mmol\ Mg^{2+}\ (exceso)}$$

d) Mmoles NH_3 utilizados:

$$30\text{ mL }NH_3\ 1\text{ M}\,\frac{1\text{ mmol }NH_3}{1\text{ mL }NH_3\ 1\text{ M}}=30{,}0\text{ mmol }NH_3$$

▪ Mmoles NH_3 gastados:

$$0{,}0148\text{ mol }NH_4MgPO_4{\cdot}6\,H_2O\,\frac{1\text{ mol }NH_4^+}{1\text{ mol }NH_4MgPO_4{\cdot}6\,H_2O}=0{,}0148\text{ mol }NH_4^+$$

$$0{,}0148\text{ mol }NH_4^+\,\frac{10^3\text{ mmol }NH_4^+}{1\text{ mol }NH_4^+}\,\frac{1\text{ mmol }NH_3}{1\text{ mmol }NH_4^+}=14{,}8\text{ mmol }NH_3$$

▪ Mmoles NH_3 en exceso:

$$30{,}0\text{ mmol }NH_3\ \text{(utilizado)}-14{,}8\text{ mmol }NH_3\ \text{(gastado)}=\mathbf{15{,}2\ mmol\ NH_3\ (exceso)}$$

e) El porcentaje de P en el "compo" considerando precipitado de $KMgPO_4{\cdot}6\,H_2O$ es:

$$3{,}64\text{ g }KMgPO_4{\cdot}6\,H_2O\,\frac{1\text{ mol }KMgPO_4{\cdot}6\,H_2O}{266{,}3\text{ g }KMgPO_4{\cdot}6\,H_2O}\,\frac{1\text{ mol P}}{1\text{ mol }KMgPO_4{\cdot}6\,H_2O}=0{,}0137\text{ mol P}$$

$$\frac{0{,}0137\text{ mol P}}{20{,}47\text{ g compo}}\,\frac{31\text{ g P}}{1\text{ mol P}}\,100=\mathbf{2{,}1\%\ P}$$

f) En medio ácido se encuentran presentes las especies: HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$ y H_3PO_4; mientras que en medio básico, sólo se encuentra presente el ion PO_4^{3-} que es el que debe existir en disolución para que precipite el $NH_4MgPO_4{\cdot}6\,H_2O$.

4.37. Una industria química obtiene ácido sulfúrico y cinc a partir de blenda (ZnS). La fábrica trata diariamente 100 toneladas de mineral que posee una riqueza del 60%.
a) Si el 1% del azufre se pierde como dióxido de azufre, calcule el volumen de este gas expulsado diariamente al exterior, suponiendo que sale a 27°C y 1 atm.
b) Si el 0,1% del dióxido de azufre se transforma en la atmósfera en ácido sulfúrico y cae a un estanque que contiene 1000 m^3 de agua, calcule la molaridad de la disolución ácida formada.
(Dato. Constante R = 0,082 $atm·L·mol^{-1}·K^{-1}$)

(Cádiz 2005)

a) La ecuación química correspondiente al proceso de transformación de blenda en ácido sulfúrico es:

$$ZnS\ (s) \longrightarrow SO_2\ (g) \longrightarrow H_2SO_4\ (aq)$$

Relacionando la cantidad de blenda con la de SO_2:

$$100\ \text{t blenda}\ \frac{10^6\ \text{g blenda}}{1\ \text{t blenda}}\ \frac{60\ \text{g ZnS}}{100\ \text{g blenda}}\ \frac{1\ \text{mol ZnS}}{97{,}4\ \text{g ZnS}}\ \frac{1\ \text{mol}\ SO_2}{1\ \text{mol ZnS}} = 6{,}16·10^5\ \text{mol}\ SO_2$$

Si el 1% del SO_2 producido se expulsa al exterior:

$$6{,}16·10^5\ \text{mol}\ SO_2\ \text{(producido)}\ \frac{1\ \text{mol}\ SO_2\ \text{(expulsado)}}{100\ \text{mol}\ SO_2\ \text{(producido)}} = 6{,}16·10^3\ \text{mol}\ SO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{6{,}16·10^3\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}·\text{K}^{-1})\ (27+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{1{,}52·10^5\ L\ SO_2}$$

b) La cantidad de H_2SO_4 formado a partir del SO_2 expulsado es:

$$6{,}16·10^4\ \text{mol}\ SO_2\ \text{(expulsado)}\ \frac{0{,}1\ \text{mol}\ SO_2\ \text{(transformado)}}{100\ \text{mol}\ SO_2\ \text{(expulsado)}}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{100\ \text{mol}\ SO_2} = 6{,}16\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

Suponiendo que no existe variación de volumen, la concentración molar de la disolución obtenida es:

$$\frac{6{,}16\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1000\ \text{m}^3\ \text{agua}}\ \frac{1\ \text{m}^3\ \text{agua}}{1000\ \text{L agua}} = \mathbf{6{,}16·10^{-6}\ M}$$

4.38. El nitrito de sodio se puede obtener haciendo pasar una mezcla gaseosa de monóxido de nitrógeno y oxígeno a través de una disolución acuosa de carbonato sódico. La reacción sin ajustar es la siguiente:

$$Na_2CO_3\ (aq) + NO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow NaNO_2\ (aq) + CO_2\ (g)$$

A través de 250 mL de Na_2CO_3 (aq) 2 molar, se hace pasar 45 g de NO (g) y O_2 (g) en considerable exceso, obteniéndose 62,1 g de nitrito de sodio.
a) Determinar cuál es el reactivo limitante.
b) Calcular el rendimiento en la obtención del nitrito de sodio.

(Almería 2005)

a) La ecuación química ajustada es:

$$2\ Na_2CO_3\ (aq) + 4\ NO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 4\ NaNO_2\ (aq) + 2\ CO_2\ (g)$$

Para determinar el reactivo limitante se calculan los moles iniciales de cada una de las sustancias reaccionantes.

$$\left.\begin{array}{r} 45\ \text{g NO}\dfrac{1\ \text{mol NO}}{30\ \text{g NO}} = 1{,}5\ \text{mol NO} \\ 0{,}25\ \text{L}\ Na_2CO_3\ 2\ \text{M}\dfrac{2\ \text{mol}\ Na_2CO_3}{1\ \text{L}\ Na_2CO_3\ 2\ \text{M}} = 0{,}5\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{1{,}5\ \text{mol NO}}{0{,}5\ \text{mol}\ Na_2CO_3} = 3$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra NO, por lo que **Na_2CO_3 es el reactivo limitante**.

b) Para calcular el rendimiento de la reacción es preciso calcular la cantidad de $NaNO_2$ que se debería haber obtenido a partir del reactivo limitante y relacionarla con la cantidad de sustancia obtenida:

$$0{,}5\ \text{mol}\ Na_2CO_3\frac{4\ \text{mol}\ NaNO_2}{2\ \text{mol}\ Na_2CO_3}\ \frac{69\ \text{g}\ NaNO_2}{1\ \text{mol}\ NaNO_2} = 69\ \text{g}\ NaNO_2$$

$$\eta = \frac{62{,}1\ \text{g}\ NaNO_2\ \text{(experimental)}}{69\ \text{g}\ NaNO_2\ \text{(teórico)}}100 = \mathbf{90\%}$$

4.39. Calcula la cantidad de hidróxido de sodio que hay en una disolución, sabiendo que 100 mL de la misma necesitan, para ser neutralizados, 76 mL de ácido sulfúrico 1,0 M.

(Canarias 2006)

La ecuación química ajustada es:

$$H_2SO_4\ (aq) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

Relacionando H_2SO_4 con la disolución de NaOH:

$$76\ \text{mL}\ H_2SO_4 1{,}0\ \text{M}\frac{1{,}0\ \text{mol}\ H_2SO_4}{10^3\ \text{mL}\ H_2SO_4\ 1{,}0\ \text{M}}\ \frac{2\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}\ \frac{40\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = \mathbf{6{,}1\ g\ NaOH}$$

4.40. Una muestra de 1800 g de piedra caliza ($CaCO_3$) se somete a calentamiento de modo que parcialmente se transforma en óxido cálcico (CaO), según la reacción:

$$CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$

Se obtiene así un residuo de 1000 g compuesto por $CaCO_3$ y CaO, que tratado con una disolución 12 M de HCl consume 2,5 L según las reacciones:

$$CaCO_3\ (s) + 2\ H^+\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

$$CaO\ (s) + 2\ H^+\ (aq) \longrightarrow Ca^{2+}\ (aq) + H_2O\ (l)$$

Calcule:
a) El porcentaje de $CaCO_3$ en la piedra caliza.
b) El volumen de CO_2 que se produce en el proceso medido a 80°C y 1,5 atm.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Murcia 2006)

a) El número de moles de HCl consumido en las reacciones es:

$$2{,}5\ \text{L HCl 12 M}\frac{12\ \text{mol HCl}}{1\ \text{L HCl 12 M}} = 30\ \text{mol HCl}$$

Llamando **x** e **y** a las masas de $CaCO_3$ y CaO contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el HCl consumido:

$$\left.\begin{array}{r} x\ \text{g } CaCO_3 \dfrac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100\ \text{g } CaCO_3}\dfrac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol } CaCO_3} = \dfrac{x}{50}\ \text{mol HCl} \\ y\ \text{g CaO}\dfrac{1\ \text{mol CaO}}{56\ \text{g CaO}}\dfrac{2\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mol CaO}} = \dfrac{y}{28}\ \text{mol HCl} \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{x}{50} + \frac{y}{28} = 30$$

Relacionando las masas de $CaCO_3$ y CaO con la mezcla:

$$x\ \text{g } CaCO_3 + y\ \text{g CaO} = 1000\ \text{g mezcla}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 364\ \text{g } CaCO_3 \qquad y = 636\ \text{g CaO}$$

El porcentaje de $CaCO_3$ respecto de la muestra inicial de caliza es:

$$\frac{364\ \text{g } CaCO_3}{1800\ \text{g caliza}}100 = \mathbf{20{,}2\%\ CaCO_3}$$

b) El CO_2 se produce sólo a partir del $CaCO_3$ contenido en la caliza:

$$364\ \text{g } CaCO_3 \frac{1\ \text{mol } CaCO_3}{100\ \text{g } CaCO_3}\frac{1\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol } CaCO_3} = 3{,}64\ \text{mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{3{,}64\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (80{+}273)\ \text{K}}{1{,}5\ \text{atm}} = \mathbf{70{,}2\ L\ CO_2}$$

4.41. La cerusita, un mineral que contiene plomo, es carbonato de plomo (II) impuro. Para analizar una muestra del mineral y determinar su contenido en $PbCO_3$ se trata la muestra primero con ácido nítrico con el fin de disolver el carbonato de plomo (II):

$$PbCO_3\ (s) + HNO_3\ (aq) \longrightarrow Pb(NO_3)_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

Al añadir ácido sulfúrico precipita sulfato de plomo (II):

$$Pb(NO_3)_2\ (aq) + H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow PbSO_4\ (s) + HNO_3\ (aq)$$

El sulfato de plomo (II) puro se separa y se pesa. Suponiendo que una muestra de 0,583 g de mineral produce 0,628 g de $PbSO_4$. Ajusta la estequiometría de las dos reacciones y calcula el porcentaje en masa de $PbCO_3$ en la muestra de mineral.

(Baleares 2006)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones dadas son:

$$\mathbf{PbCO_3\ (s) + 2\ HNO_3\ (aq) \longrightarrow Pb(NO_3)_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)}$$

$$\mathbf{Pb(NO_3)_2\ (aq) + H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow PbSO_4\ (s) + 2\ HNO_3\ (aq)}$$

Relacionando $PbSO_4$ y mineral:

$$\frac{0{,}628\ \text{g PbSO}_4}{0{,}583\ \text{g mineral}}\ \frac{1\ \text{mol PbSO}_4}{303{,}2\ \text{g PbSO}_4}\ \frac{1\ \text{mol PbCO}_3}{1\ \text{mol PbSO}_4}\ \frac{267{,}2\ \text{g PbCO}_3}{1\ \text{mol PbCO}_3}\,100 = \mathbf{94{,}9\%}$$

4.42. Hallar la pureza de una muestra de sulfato de amonio sabiendo que al tratar 1,316 kg de sulfato de amonio sólido impuro con disolución de hidróxido de sodio se recogen 377 L de amoníaco (que corresponden al 90% del volumen total de amoníaco desprendido), medidos a la temperatura de 18°C y la presión de mercurio de 742 mmHg.

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Cádiz 2006) (Asturias 2006)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $(NH_4)_2SO_4$ y NaOH es:

$$(NH_4)_2SO_4\ (s) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2\ NH_3\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

El volumen de NH_3 desprendido es:

$$377\ \text{L NH}_3\ \text{(recogido)}\ \frac{100\ \text{L NH}_3\ \text{(desprendido)}}{90\ \text{L NH}_3\ \text{(recogido)}} = 418{,}8\ \text{L NH}_3\ \text{(desprendido)}$$

Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{742\ \text{mmHg} \cdot 418{,}8\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (18+273)\ \text{K}}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = \mathbf{17{,}1\ mol\ NH_3}$$

Relacionando NH_3 con $(NH_4)_2SO_4$:

$$17{,}1\ \text{mol NH}_3\ \frac{1\ \text{mol (NH}_4)_2\text{SO}_4}{2\ \text{mol NH}_3}\ \frac{132\ \text{g (NH}_4)_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol (NH}_4)_2\text{SO}_4} = 1129\ \text{g (NH}_4)_2\text{SO}_4$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{1129\ \text{g (NH}_4)_2\text{SO}_4}{1{,}316\ \text{kg muestra}}\ \frac{1\ \text{kg muestra}}{10^3\ \text{g muestra}}\,100 = \mathbf{85{,}8\%\ (NH_4)_2SO_4}$$

4.43. Las plantas utilizan CO_2 y H_2O para formar azúcares mediante en el proceso de fotosíntesis, de acuerdo a la reacción general:

$$11\ H_2O + 12\ CO_2 \longrightarrow C_{12}H_{22}O_{11} + 12\ O_2$$

a) ¿Qué volumen de CO_2 a 30°C y 730 mmHg utiliza una planta para sintetizar un 500 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?

b) Sabiendo que el contenido en una muestra de aire contiene 0,035 % v/v de CO_2, ¿qué volumen de aire, en las condiciones normales de presión y temperatura, purifica la planta por cada 100 g de azúcares sintetizados?

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Córdoba 2006)

a) Relacionando $C_{12}H_{22}O_{11}$ con CO_2:

$$500\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}\ \frac{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342\ \text{g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}\ \frac{12\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 17{,}5\ \text{mol CO}_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{17{,}5 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \, (30+273) \text{ K}}{730 \text{ mmHg}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{453 \text{ L } CO_2}$$

b) Relacionando $C_{12}H_{22}O_{11}$ con CO_2 y teniendo en cuenta que de acuerdo con la ley de *Avogadro*, en una mezcla gaseosa, la composición volumétrica coincide con la composición molar:

$$100 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}} \frac{12 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \frac{100 \text{ mol aire}}{0{,}035 \text{ mol } CO_2} = 1·10^4 \text{ mol aire}$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen de aire purificado es:

$$1·10^4 \text{ mol aire} \frac{22{,}4 \text{ L aire}}{1 \text{ mol aire}} = \mathbf{2{,}2·10^5 \text{ L aire}}$$

4.44. Las primeras cerillas no tóxicas fueron patentadas en Estados Unidos por la Diamond Match Company en 1910. Como material inflamable, para la cabeza de la cerilla, se utilizaba trisulfuro de tetrafósforo. Este sulfuro se prepara calentando una mezcla de azufre y fósforo rojo en proporción estequiométrica:

$$4 \text{ P (s)} + 3 \text{ S (s)} \longrightarrow P_4S_3 \text{ (s)}$$

Cuando arde la cerilla se desprenden humos blancos de P_4O_{10} y SO_2 según:

$$P_4S_3 \text{ (s)} + 8 \, O_2 \text{ (g)} \longrightarrow P_4O_{10} \text{ (s)} + 3 \, SO_2 \text{ (g)}$$

a) Calcula la cantidad de fósforo rojo necesaria para obtener 25 t de P_4S_3 si el rendimiento del proceso es del 80%.
b) Calcula el volumen en mL, medido a 200°C y 770 mmHg, de SO_2 desprendido en la combustión completa de 0,25 g de P_4S_3.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Preselección C. Valenciana 2006)

a) Si el rendimiento del proceso es del 80%, la cantidad de P_4S_3 que habría que sintetizar para tener realmente 25 t es:

$$x \text{ t } P_4S_3 \text{ (teo)} \frac{80 \text{ t } P_4S_3 \text{ (real)}}{100 \text{ t } P_4S_3 \text{ (teo)}} = 25 \text{ t } P_4S_3 \text{ (real)} \longrightarrow x = 31{,}25 \text{ t } P_4S_3$$

Relacionando P_4S_3 y P:

$$31{,}25 \text{ t } P_4S_3 \frac{10^6 \text{ g } P_4S_3}{1 \text{ t } P_4S_3} \frac{1 \text{ mol } P_4S_3}{220 \text{ g } P_4S_3} \frac{4 \text{ mol P}}{1 \text{ mol } P_4S_3} \frac{31 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} \frac{1 \text{ t P}}{10^6 \text{ g P}} = \mathbf{17{,}6 \text{ t P}}$$

b) Relacionando P_4S_3 y SO_2:

$$0{,}25 \text{ g } P_4S_3 \frac{1 \text{ mol } P_4S_3}{220 \text{ g } P_4S_3} \frac{3 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol } P_4S_3} = 3{,}4·10^{-3} \text{ mol } SO_2$$

Considerando comportamiento ideal el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{3{,}4·10^{-3} \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \, (200+273) \text{ K}}{770 \text{ mmHg}} \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \mathbf{130 \text{ mL } SO_2}$$

4.45. El ácido fosfórico, también llamado ortofosfórico, se puede obtener tratando el mineral fosforita (fosfato de calcio impuro) con ácido sulfúrico concentrado, según la siguiente ecuación química:

$$Ca_3(PO_4)_2\ (s) + 3\ H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ H_3PO_4\ (aq) + 3\ CaSO_4\ (s)$$

Se hacen reaccionar 2 kg de fosforita (70% en peso de fosfato de calcio) con la cantidad adecuada de ácido sulfúrico concentrado, obteniéndose una disolución acuosa de ácido fosfórico de densidad 1,34 g·mL^{-1} y riqueza 50% en peso. Calcula el volumen obtenido, en litros, del ácido fosfórico de la riqueza y densidad citados.

(Preselección C. Valenciana 2006)

La cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ contenido en la fosforita es:

$$2\ \text{kg fosforita}\ \frac{10^3\ \text{g fosforita}}{1\ \text{kg fosforita}}\ \frac{70\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2}{100\ \text{g fosforita}}\ \frac{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2}{310\ \text{g}\ Ca_3(PO_4)_2} = 4{,}52\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2$$

Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ y H_3PO_4:

$$4{,}52\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2\ \frac{2\ \text{mol}\ H_3PO_4}{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2}\ \frac{98\ \text{g}\ H_3PO_4}{1\ \text{mol}\ H_3PO_4} = 886\ \text{g}\ H_3PO_4$$

Como el H_3PO_4 es una disolución de riqueza 50%:

$$886\ \text{g}\ H_3PO_4\ \frac{100\ \text{g}\ H_3PO_4\ 50\%}{50\ \text{g}\ H_3PO_4}\ \frac{1\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 50\%}{1{,}34\ \text{g}\ H_3PO_4\ 50\%}\ \frac{1\ \text{L}\ H_3PO_4\ 50\%}{10^3\ \text{mL}\ H_3PO_4\ 50\%} = \mathbf{1{,}32\ L\ H_3PO_4\ 50\%}$$

4.46. Una muestra de 0,738 g del sulfato $M_2(SO_4)_3$, al reaccionar con $BaCl_2$ en exceso, produjo 1,511 g de $BaSO_4$. Calcula la masa atómica de M.

(C. Valenciana 2006)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre el sulfato metálico y $BaCl_2$ es:

$$M_2(SO_4)_3\ (s) + 3\ BaCl_2\ (aq) \longrightarrow 2\ MCl_3\ (aq) + 3\ BaSO_4\ (s)$$

Relacionando $BaSO_4$ con $M_2(SO_4)_3$ se obtiene la masa del metal M:

$$1{,}511\ \text{g}\ BaSO_4\ \frac{1\ \text{mol}\ BaSO_4}{233{,}33\ \text{g}\ BaSO_4}\ \frac{1\ \text{mol}\ M_2(SO_4)_3}{3\ \text{mol}\ BaSO_4}\ \frac{(2x+288)\ \text{g}\ M_2(SO_4)_3}{1\ \text{mol}\ M_2(SO_4)_3} = 0{,}738\ \text{g}\ M_2(SO_4)_3$$

Se obtiene, **$x = 26{,}94$ g·mol^{-1}**.

Masa molar que corresponde al elemento aluminio cuyo número de oxidación es +3.

4.47. El óxido de cobre (II) y óxido de hierro (III) pueden reducirse con hidrógeno gaseoso y formar metal y agua.
a) Formula y ajusta cada una de las reacciones de reducción.
b) Se hacen reaccionar con hidrógeno gaseoso 27,1 g de una mezcla de los óxidos cúprico y férrico y se obtienen 7,7 g de agua. ¿Cuál es la composición centesimal de la mezcla?

(Baleares 2007)

a) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones dadas son:

$$\mathbf{CuO\ (s) + H_2\ (g) \longrightarrow Cu\ (s) + H_2O\ (g)}$$

$$\mathbf{Fe_2O_3\ (s) + 3\ H_2\ (g) \longrightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ H_2O\ (g)}$$

b) El número de moles de H_2O que se obtiene en ambas reacciones es:

$$7{,}7\ \text{g}\ H_2O\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O} = 0{,}43\ \text{mol}\ H_2O$$

Llamando **x** e **y** a las masas de Fe_2O_3 y CuO contenidas en la mezcla y relacionando estas cantidades con el H_2O producida:

$$\left.\begin{array}{r} x\ \text{g}\ Fe_2O_3\ \dfrac{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3}{159{,}8\ \text{g}\ Fe_2O_3}\ \dfrac{3\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ Fe_2O_3} = \dfrac{3x}{159{,}8}\ \text{mol}\ H_2O \\ y\ \text{g}\ CuO\ \dfrac{1\ \text{mol}\ CuO}{79{,}5\ \text{g}\ CuO}\ \dfrac{1\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ CuO} = \dfrac{y}{79{,}5}\ \text{mol}\ H_2O \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{3x}{159{,}8} + \frac{y}{79{,}5} = 0{,}43$$

Relacionando las masas de Fe_2O_3 y CuO con la mezcla:

$$x\ \text{g}\ Fe_2O_3 + y\ \text{g}\ CuO = 27{,}1\ \text{g mezcla}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 14{,}4\ \text{g}\ Fe_2O_3 \qquad y = 7{,}3\ \text{g}\ CuO$$

Expresando el resultando en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{14{,}4\ \text{g}\ Fe_2O_3}{21{,}7\ \text{g mezcla}}\ 100 = \mathbf{66{,}4\%\ Fe_2O_3} \qquad \frac{7{,}3\ \text{g}\ CuO}{21{,}7\ \text{g mezcla}}\ 100 = \mathbf{33{,}6\%\ CuO}$$

4.48. El antimonio tiene una creciente importancia en la industria de semiconductores, en la producción de diodos y de detectores de infrarrojos. Compuestos de antimonio en forma de óxidos, sulfuros, antimoniatos y halogenuros se emplean en la fabricación de materiales resistentes al fuego, esmaltes, vidrios, pinturas y cerámicas. El trióxido de antimonio es el más importante y se usa principalmente como retardante de llama. Estas aplicaciones como retardantes de llama comprenden distintos mercados como ropa, juguetes o cubiertas de asientos. El metal antimonio se puede obtener a partir de Sb_4O_6 *por reacción con carbono, según:*

$$Sb_4O_6\ (s) + 6\ C\ (grafito) \longrightarrow 4\ Sb\ (s) + 6\ CO\ (g)$$

a) Si se utilizan 125 g de C y 300 g de Sb_4O_6*, ¿qué cantidad de Sb metálico se obtiene, si el rendimiento de la reacción es del 80%?*
b) ¿Qué cantidad de mineral de antimonio del 75% de riqueza en Sb_4O_6 *es necesario consumir para que se desprendan 28 L de CO (g) medidos a 740 mmHg y 40°C?*
(Dato. Constante R = 0,082 $atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$*)*

(Murcia 2007)

a) Al existir cantidades iniciales de ambos reactivos se debe determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left.\begin{array}{r} 125\ \text{g C}\ \dfrac{1\ \text{mol C}}{12\ \text{g C}} = 10{,}4\ \text{mol C} \\ 300\ \text{g}\ Sb_4O_6\ \dfrac{1\ \text{mol}\ Sb_4O_6}{583{,}2\ \text{g}\ Sb_4O_6} = 0{,}5\ \text{mol}\ Sb_4O_6 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{10{,}4\ \text{mol C}}{0{,}5\ \text{mol}\ Sb_4O_6} = 21$$

Como la relación molar es mayor que 6 quiere decir que sobra C, por lo que **Sb_4O_6 es el reactivo limitante**.

Relacionando Sb_4O_6 con Sb:

$$300\ \text{g}\ Sb_4O_6 \frac{1\ \text{mol}\ Sb_4O_6}{583{,}2\ \text{g}\ Sb_4O_6} \frac{4\ \text{mol Sb}}{1\ \text{mol}\ Sb_4O_6} \frac{121{,}8\ \text{g Sb}}{1\ \text{mol Sb}} = 250{,}6\ \text{g Sb}$$

Teniendo en cuenta que el rendimiento del proceso es del 80%:

$$250{,}6\ \text{g Sb} \frac{80\ \text{g Sb (experimental)}}{100\ \text{g Sb (teórico)}} = \mathbf{200{,}5\ g\ Sb}$$

b) Suponiendo comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

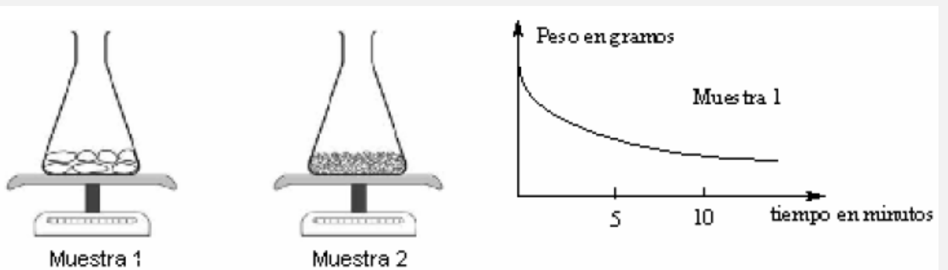
$$n = \frac{740\ \text{mmHg} \cdot 28\ \text{L}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (40+273)\ \text{K}} \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = \mathbf{1{,}06\ mol\ CO}$$

Relacionando CO con mineral:

$$1{,}06\ \text{mol CO} \frac{1\ \text{mol}\ Sb_4O_6}{6\ \text{mol CO}} \frac{583{,}2\ \text{g}\ Sb_4O_6}{1\ \text{mol}\ Sb_4O_6} \frac{100\ \text{g mineral}}{75\ \text{g}\ Sb_4O_6} = \mathbf{137{,}6\ g\ mineral}$$

4.49. En un experimento para estudiar el efecto de algunos factores sobre la velocidad de reacción, un estudiante pesó dos muestras diferentes de carbonato cálcico de 2 g cada una. Cada muestra fue colocada en un matraz sobre el plato de una balanza electrónica como se aprecia en la figura. La muestra 1 consta de grandes partículas de $CaCO_3$, mientras que la muestra 2 está formada por partículas mucho más pequeñas. El estudiante añadió 100 mL de HCl 0,5 M a la muestra 1 y siguió la evolución de la masa a 18°C como se muestra en la figura adjunta. La reacción que tiene lugar es:

$$CaCO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow CaCl_2\ (aq) + H_2O\ (l) + CO_2\ (g)$$



Para la muestra 1 y suponiendo la reacción completa del carbonato cálcico:
a) Calcula, en litros, el volumen de CO_2 producido a 18°C y 1 atm de presión.
b) Calcula la variación total de masa.
c) Calcula la concentración de HCl que permanece en el matraz.
Con la muestra 2 se realiza un experimento similar.
d) Dibuja un esquema de la gráfica de variación de masa con el tiempo comparándola con la que se obtuvo para la muestra 1. Razona el motivo de este comportamiento.
e) Si el matraz es de 1 litro y se tapa tras la adición de HCl, calcula la presión en el interior del matraz tras la desaparición del carbonato de calcio. Suponer que la temperatura se mantiene constante.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Murcia 2007)

a) El número de moles de CO_2 que se obtiene es:

$$2\text{ g }CaCO_3\frac{1\text{ mol }CaCO_3}{100\text{ g }CaCO_3}\frac{1\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol }CaCO_3}=0{,}02\text{ mol }CO_2$$

Suponiendo comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V=\frac{0{,}02\text{ mol }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (18+273)\text{ K}}{1\text{ atm}}=\mathbf{0{,}48\ L\ CO_2}$$

b) La pérdida de masa que se registra en el sistema se corresponde con la masa de CO_2 desprendido:

$$0{,}02\text{ mol }CO_2\frac{44\text{ g }CO_2}{1\text{ mol }CO_2}=\mathbf{0{,}88\ g\ CO_2}$$

c) El número de moles de HCl que se introducen en el matraz es:

$$100\text{ mL HCl }0{,}5\text{ M}\frac{0{,}5\text{ mol HCl}}{10^3\text{ mL HCl }0{,}5\text{ M}}=0{,}05\text{ mol HCl}$$

Relacionando $CaCO_3$ y HCl se obtiene el número de moles de esta sustancia que se consumen en la reacción es:

$$0{,}02\text{ mol }CaCO_3\frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol }CaCO_3}=0{,}04\text{ mol HCl}$$

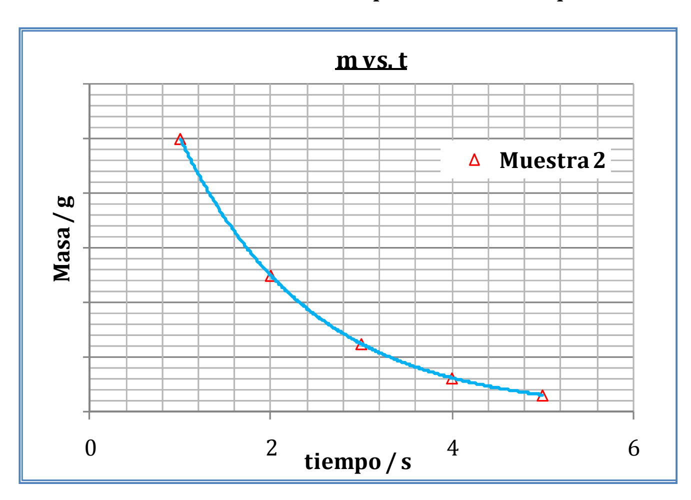
La cantidad de HCl que queda sin reaccionar al final del proceso es:

0,05 mol HCl (inicial) – 0,04 mol HCl (gastado) = 0,01 mol HCl (exceso)

Considerando que no existe variación de volumen en la reacción, la concentración de la disolución de HCl sobrante es:

$$\frac{0{,}01\text{ mol HCl}}{100\text{ mL disolución HCl}}\frac{10^3\text{ mL disolución HCl}}{1\text{ L disolución HCl}}=\mathbf{0{,}1\ M}$$

d) La muestra 2 se encuentra más finamente pulverizada (mayor superficie específica), por lo que la reacción con HCl será más rápida. La curva que se obtiene es:



e) Suponiendo comportamiento ideal y despreciando el volumen ocupado por la disolución resultante, la presión en el interior del matraz se debe al CO_2 generado:

$$p = \frac{0{,}02 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } (18+273) \text{ K}}{1 \text{ L}} = \mathbf{0{,}48 \text{ atm}}$$

4.50. La Comunidad Autónoma de Galicia acoge en su territorio algunas de las centrales térmicas en las que se produce energía eléctrica a partir de la combustión de combustibles fósiles. El contenido en azufre de estos combustibles es la causa de que en la combustión se produzca dióxido de azufre, que es uno de los gases contaminantes de la atmósfera. En la atmósfera el dióxido de azufre puede combinarse con el oxígeno para formar el trióxido de azufre. Por otra parte el trióxido de azufre se combina con agua para dar lugar a la formación de ácido sulfúrico.
a) Escriba y ajuste las reacciones de formación de dióxido de azufre a partir de azufre elemental, del trióxido de azufre a partir del dióxido y del ácido sulfúrico a partir del trióxido de azufre.
b) Si en la central térmica se quema un combustible con un contenido del 1,25% de azufre, determine la masa de ácido sulfúrico que se produce por cada tonelada de combustible quemado, teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción de formación del dióxido de azufre es del 90% y el de la formación del trióxido de azufre es del 30%.
(Galicia 2007)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del proceso son:

▪ Formación del SO_2 a partir del azufre

$$\mathbf{S\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow SO_2\ (g)}$$

▪ Formación del SO_3 a partir del SO_2

$$\mathbf{2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g)}$$

▪ Formación del H_2SO_4 a partir del SO_3

$$\mathbf{SO_3\ (g) + H_2O\ (l) \longrightarrow H_2SO_4\ (aq)}$$

b) Sabiendo que la muestra contiene un 1,25% de S, se puede conocer la cantidad de S que hay en 1000 kg de combustible (1 tonelada son 10^6 g):

$$1000 \text{ kg combustible} \frac{10^3 \text{ g combustible}}{1 \text{ kg combustible}} \frac{1{,}25 \text{ g S}}{100 \text{ g combustible}} \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} = 390{,}6 \text{ mol S}$$

Relacionando S y SO_2 y teniendo en cuenta el rendimiento de esa reacción:

$$390{,}6 \text{ mol S} \frac{1 \text{ mol } SO_2}{1 \text{ mol S}} \frac{90 \text{ mol } SO_2 \text{ (experimental)}}{100 \text{ mol } SO_2 \text{ (teórico)}} = 351{,}6 \text{ mol } SO_2$$

Relacionando SO_2 y SO_3 y teniendo en cuenta el rendimiento de esa reacción:

$$351{,}6 \text{ mol } SO_2 \frac{1 \text{ mol } SO_3}{1 \text{ mol } SO_2} \frac{30 \text{ mol } SO_3 \text{ (experimental)}}{100 \text{ mol } SO_3 \text{ (teórico)}} = 105{,}5 \text{ mol } SO_3$$

Si todo el SO_3 se transforma en H_2SO_4:

$$105{,}5\ \text{mol SO}_3 \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol SO}_3} \frac{98\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} \frac{1\ \text{kg H}_2\text{SO}_4}{10^3\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = \mathbf{10{,}3\ kg\ H_2SO_4}$$

4.51. El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción entre el bromuro de potasio, el ácido sulfúrico y el óxido de manganeso (IV), de acuerdo con la ecuación:

$2\ KBr + MnO_2 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow 2\ KHSO_4 + MnSO_4 + Br_2 + 2\ H_2O$

Calcule:

a) La cantidad (en gramos) de H_2SO_4 del 60% de riqueza en peso que se necesita para obtener 60,0 g de Br_2.

b) Si se hacen reaccionar 6,372 g de KBr con 11,42 g de H_2SO_4 del 60% de riqueza en peso, en presencia de exceso de dióxido de manganeso, demuestre cuál de los compuestos es el reactivo limitante.

(Cádiz 2007)

a) Relacionando Br_2 con H_2SO_4:

$$60{,}0\ \text{g Br}_2 \frac{1\ \text{mol Br}_2}{159{,}8\ \text{g Br}_2} \frac{3\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol Br}_2} \frac{98\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4} = 110{,}4\ \text{g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 de riqueza 60%:

$$110{,}4\ \text{g H}_2\text{SO}_4 \frac{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 60\%}{60\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = \mathbf{184\ g\ H_2SO_4\ 60\%}$$

b) El número de moles de cada reactivo es:

$$6{,}372\ \text{g KBr} \frac{1\ \text{mol KBr}}{119\ \text{g KBr}} = 0{,}054\ \text{mol KBr}$$

$$11{,}42\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 60\% \frac{60\ \text{g H}_2\text{SO}_4}{100\ \text{g H}_2\text{SO}_4\ 60\%} \frac{1\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{98\ \text{g H}_2\text{SO}_4} = 0{,}070\ \text{mol H}_2\text{SO}_4$$

La relación molar entre ambos es:

$$\frac{0{,}070\ \text{mol H}_2\text{SO}_4}{0{,}054\ \text{mol KBr}} = 1{,}3$$

Como la relación molar es menor que 1,5 quiere decir que sobra KBr, por lo que **H_2SO_4 es el reactivo limitante**.

4.52. Un pesticida contiene entre otras sustancias, sulfato de talio. Al disolver una muestra de 10,20 g del pesticida en agua y añadir yoduro de sodio se obtiene un precipitado de 0,1964 g de yoduro de talio. La reacción que se produce es:

$Tl_2SO_4\ (aq) + 2\ NaI\ (aq) \longrightarrow 2\ TlI\ (s) + Na_2SO_4\ (aq)$.

a) ¿Cuál es el porcentaje en masa de Tl_2SO_4 en la muestra original?

b) Moles de disolución de NaI necesarios.

c) ¿Cuántos litros de una disolución conteniendo 20 mg/L de talio pueden prepararse con 250 g del pesticida?

(Córdoba 2007)

a) La cantidad de TlI que precipita proporciona la de Tl_2SO_4 contenida en el pesticida:

$$\frac{0{,}1964\text{ g TlI}}{10{,}20\text{ g pesticida}}\,\frac{1\text{ mol TlI}}{331{,}3\text{ g TlI}}\,\frac{1\text{ mol Tl}_2\text{SO}_4}{2\text{ mol TlI}}\,\frac{504{,}8\text{ g Tl}_2\text{SO}_4}{1\text{ mol Tl}_2\text{SO}_4}100 = \mathbf{1{,}47\%\ Tl_2SO_4}$$

b) La cantidad de TlI que precipita proporciona la NaI necesaria para la precipitación:

$$0{,}1964\text{ g TlI}\,\frac{1\text{ mol TlI}}{331{,}3\text{ g TlI}}\,\frac{2\text{ mol NaI}}{2\text{ mol TlI}} = \mathbf{5{,}9\cdot10^{-4}\ mol\ NaI}$$

c) La cantidad de Tl que contiene el pesticida es:

$$250\text{ g pesticida}\,\frac{1{,}47\text{ g Tl}_2\text{SO}_4}{100\text{ g pesticida}}\,\frac{1\text{ mol Tl}_2\text{SO}_4}{504{,}8\text{ g Tl}_2\text{SO}_4}\,\frac{2\text{ mol Tl}}{1\text{ mol Tl}_2\text{SO}_4}\,\frac{204{,}4\text{ g Tl}}{1\text{ mol Tl}} = 2{,}976\text{ g Tl}$$

Relacionando la cantidad de Tl que contiene el pesticida con la disolución a preparar:

$$2{,}976\text{ g Tl}\,\frac{10^3\text{ mg Tl}}{1\text{ g Tl}}\,\frac{1\text{ L disolución}}{20\text{ mg Tl}} = \mathbf{148{,}8\ L\ disolución}$$

4.53. Cierta empresa compra 5000 kg de cinc con el fin de usarlo para galvanizar una partida de hierro con objeto de evitar su corrosión. Para determinar la riqueza del cinc adquirido se tomaron 50,00 g del mismo y se trataron con ácido clorhídrico de riqueza 37% en peso y densidad 1,110 g·cm^{-3}, consumiéndose 126 cm^3 de dicho ácido. Calcula:
a) La molaridad de la disolución de HCl utilizada.
b) El porcentaje de cinc en la muestra.
c) El volumen de hidrógeno obtenido en el ensayo analítico, si éste se mide a 25°C y 740 mmHg.
Nota. La ecuación correspondiente a la reacción entre ácido clorhídrico y cinc es:

$$Zn\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow ZnCl_2\ (aq) + H_2\ (g)$$

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Preselección C. Valenciana 2007)

a) Tomando como base de cálculo 100 g de disolución de HCl, la molaridad de la misma es:

$$\frac{37\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl 37\%}}\,\frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}}\,\frac{1{,}11\text{ g HCl 37\%}}{1\text{ cm}^3\text{ HCl 37\%}}\,\frac{10^3\text{ cm}^3\text{ HCl 37\%}}{1\text{ L HCl 37\%}} = \mathbf{11{,}3\ M}$$

b) Relacionando el HCl consumido con la muestra se obtiene la riqueza de la misma:

$$126\text{ cm}^3\text{ HCl 37\%}\,\frac{1{,}11\text{ g HCl 37\%}}{1\text{ cm}^3\text{ HCl 37\%}}\,\frac{37\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl 37\%}}\,\frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}} = 1{,}42\text{ mol HCl}$$

$$\frac{1{,}42\text{ mol HCl}}{50{,}00\text{ g muestra}}\,\frac{1\text{ mol Zn}}{2\text{ mol HCl}}\,\frac{65{,}4\text{ g Zn}}{1\text{ mol Zn}}100 = \mathbf{92{,}7\%\ Zn}$$

c) Relacionando el HCl consumido con H_2:

$$126\text{ cm}^3\text{ HCl 37\%}\,\frac{1{,}11\text{ g HCl 37\%}}{1\text{ cm}^3\text{ HCl 37\%}}\,\frac{37\text{ g HCl}}{100\text{ g HCl 37\%}}\,\frac{1\text{ mol HCl}}{36{,}5\text{ g HCl}}\,\frac{1\text{ mol H}_2}{2\text{ mol HCl}} = 0{,}71\text{ mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}71\text{ mol }(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\text{ K}}{740\text{ mmHg}}\,\frac{760\text{ mmHg}}{1\text{ atm}} = \mathbf{17{,}8\ L\ H_2}$$

5.54. Los mineros del siglo pasado iluminaban las galerías quemando acetileno (etino). Esta sustancia se obtenía in situ por reacción del carburo de calcio (CaC_2) con agua según la siguiente reacción:

$$CaC_2\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \longrightarrow C_2H_2\ (g) + Ca(OH)_2\ (aq)$$

Calcula la pureza de una muestra de CaC_2 sabiendo que al tratar 2,056 g de CaC_2 con agua, se obtienen 656 cm^3 de acetileno, medido sobre agua a 22°C y 748 mmHg. La presión de vapor del agua a 22°C es 19,8 mmHg.

(Dato. Constante R = 0,082 $atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$)

(Preselección C. Valenciana 2007)

Considerando comportamiento ideal el número de moles de gas seco es:

$$n = \frac{(748 - 19{,}8)\ \text{mmHg}\ \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} \cdot 656\ \text{cm}^3\ \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{cm}^3}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (22+273)\ \text{K}} = 2{,}6\cdot10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_2$$

Relacionando el C_2H_2 producido con el CaC_2 empleado:

$$\frac{2{,}6\cdot10^{-2}\ \text{mol}\ C_2H_2}{2{,}056\ \text{g muestra}}\ \frac{1\ \text{mol}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ C_2H_2}\ \frac{64\ \text{g}\ CaC_2}{1\ \text{mol}\ CaC_2}100 = \mathbf{80{,}9\%\ CaC_2}$$

4.55. Una muestra de 0,4278 g de un elemento metálico X de masa atómica 139, del 93 % de riqueza, se disolvió totalmente en ácido clorhídrico concentrado del 32,14 % de riqueza en peso y densidad 1,16 g/mL. El hidrógeno desprendido se recogió sobre agua, a 17,5°C y 735 mmHg, ocupando un volumen de 107 mL.
a) Calcula la fórmula empírica del cloruro de X.
b) ¿Qué volumen de disolución de ácido clorhídrico concentrado se consumió?
c) ¿Qué peso de cloruro metálico se formó?

(Datos. Constante R = 0,082 $atm{\cdot}L{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$; presión de vapor del agua a 17,5°C = 15 mmHg. Nota. Las impurezas de la muestra son inertes y no reaccionan con el ácido)

(C. Valenciana 2007)

a) La ecuación química correspondiente a la reacción entre el metal X y HCl es:

$$2\ X\ (s) + 2n\ HCl\ (aq) \longrightarrow 2\ XCl_n\ (aq) + n\ H_2\ (g)$$

Para determinar la fórmula del cloruro, basta con calcular el valor de **n**, para lo que se necesita calcular previamente el número de moles de X y de H_2.

- Moles de X contenidos en la muestra metálica:

$$0{,}4278\ \text{g muestra}\ \frac{93\ \text{g X}}{100\ \text{g muestra}}\ \frac{1\ \text{mol X}}{139\ \text{g X}} = 2{,}86\cdot10^{-3}\ \text{mol X}$$

- Considerando comportamiento ideal el número de moles de H_2 seco es:

$$n = \frac{(735 - 15)\ \text{mmHg} \cdot 107\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (17{,}5+273)\ \text{K}}\ \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}\ \frac{1\ \text{L}}{10^3\ \text{mL}} = 4{,}26\cdot10^{-3}\ \text{mol}\ H_2$$

Relacionando moles de H_2 y moles de Cl:

$$4{,}26\cdot10^{-3}\text{ mol H}_2\ \frac{2\text{n mol HCl}}{\text{n mol H}_2}\ \frac{1\text{ mol Cl}}{1\text{ mol HCl}} = 8{,}52\cdot10^{-3}\text{ mol Cl}$$

La relación entre los moles de Cl y los de X proporciona la fórmula empírica del cloruro metálico:

$$\frac{8{,}52\cdot10^{-3}\text{ mol Cl}}{2{,}86\cdot10^{-3}\text{ mol X}} \approx 3\ \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol X}} \quad\longrightarrow\quad \textbf{Fórmula empírica: XCl}_\mathbf{3}$$

b) Relacionando H_2 y HCl:

$$4{,}26\cdot10^{-3}\text{ mol H}_2\ \frac{2\text{n mol HCl}}{\text{n mol H}_2}\ \frac{36{,}5\text{ g HCl}}{1\text{ mol HCl}} = 0{,}311\text{ g HCl}$$

Como se dispone de disolución de riqueza 32,14%:

$$0{,}311\text{ g HCl}\ \frac{100\text{ g HCl }32{,}14\%}{32{,}14\text{ g HCl}}\ \frac{1\text{ mL HCl }32{,}14\%}{1{,}16\text{ g HCl }32{,}14\%} = \mathbf{0{,}83\ mL\ HCl\ 32{,}14\%}$$

c) Relacionando X y XCl_3:

$$2{,}86\cdot10^{-3}\text{ mol X}\ \frac{1\text{ mol XCl}_3}{1\text{ mol X}}\ \frac{245{,}5\text{ g XCl}_3}{1\text{ mol XCl}_3} = \mathbf{0{,}702\ g\ XCl_3}$$

4.56. Una muestra de 2,5 g de una mezcla de cloruro amónico y un cloruro alcalino se divide en dos partes iguales. Una de ellas se trata con nitrato de plata 0,1 M y el cloruro de plata formado se lava, seca y pesa 3,28 g. La otra parte se trata con una disolución de hidróxido de sodio al 30% m/v y, como consecuencia, se desprenden 236 mL de amoníaco, medidos a 25°C y 734 mmHg. Calcula:
a) La composición de la mezcla.
b) ¿De qué cloruro alcalino se trata?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Murcia 2008)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_4Cl y NaOH es:

$$NH_4Cl\text{ (s)} + NaOH\text{ (aq)} \longrightarrow NaCl\text{ (aq)} + NH_3\text{ (g)} + H_2O\text{ (l)}$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{734\text{ mmHg}\cdot 236\text{ mL}}{(0{,}082\text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\text{ K}}\ \frac{1\text{ atm}}{760\text{ mmHg}}\ \frac{1\text{ L}}{10^3\text{ mL}} = 9{,}3\cdot10^{-3}\text{ mol NH}_3$$

Relacionando NH_3 con la mezcla de cloruros:

$$\frac{9{,}3\cdot10^{-3}\text{ mol NH}_3}{1{,}25\text{ g mezcla}}\ \frac{1\text{ mol NH}_4\text{Cl}}{1\text{ mol NH}_3}\ \frac{53{,}5\text{ g NH}_4\text{Cl}}{1\text{ mol NH}_4\text{Cl}}\,100 = \mathbf{39{,}9\%\ NH_4Cl}$$

El resto de la mezcla, (100 – 39,9)% = **60,1% es cloruro alcalino**.

b) Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones entre los cloruros componentes de la mezcla y el $AgNO_3$ son:

- para NH_4Cl:

$$NH_4Cl\ (aq) + AgNO_3\ (aq) \longrightarrow AgCl\ (s) + NH_4NO_3\ (aq)$$

▪ para el cloruro alcalino, XCl:

$$XCl\ (aq) + AgNO_3\ (aq) \longrightarrow AgCl\ (s) + XNO_3\ (aq)$$

Relacionando ambos cloruros con el AgCl se puede determinar la masa molar del cloruro alcalino e identificarlo:

$$9{,}3{\cdot}10^{-3}\ \text{mol NH}_3\ \frac{1\ \text{mol NH}_4\text{Cl}}{1\ \text{mol NH}_3}\ \frac{1\ \text{mol AgCl}}{1\ \text{mol NH}_4\text{Cl}} = 9{,}3{\cdot}10^{-3}\ \text{mol AgCl}$$

$$1{,}25\ \text{g muestra}\ \frac{60{,}1\ \text{g XCl}}{100\ \text{g muestra}}\ \frac{1\ \text{mol XCl}}{\text{M g XCl}}\ \frac{1\ \text{mol AgCl}}{1\ \text{mol XCl}} = \frac{0{,}751}{\text{M}}\ \text{mol AgCl}$$

$$\left(9{,}3{\cdot}10^{-3} + \frac{0{,}751}{\text{M}}\right)\ \text{mol AgCl}\ \frac{143{,}4\ \text{g AgCl}}{1\ \text{mol AgCl}} = 3{,}28\ \text{g AgCl}$$

Se obtiene, M = 55,2 $\text{g}{\cdot}\text{mol}^{-1}$. La masa molar del cloruro alcalino más cercana a la obtenida es 58,5 $\text{g}{\cdot}\text{mol}^{-1}$ que corresponde al **NaCl**.

4.57. El peróxido de hidrógeno puro es un líquido viscoso casi incoloro y extremadamente corrosivo. Normalmente se utiliza en disoluciones acuosas diluidas que hay que manejar con guantes y protección para los ojos.
El peróxido de hidrógeno puede actuar tanto como oxidante como reductor, aunque es más común su comportamiento como oxidante. No obstante, frente a oxidantes más fuertes que él actúa como reductor.
El peróxido de hidrógeno tiene una aplicación importante en la restauración de pinturas antiguas. Uno de los pigmentos blancos favoritos era un carbonato básico mixto de plomo, $Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$*. Trazas de sulfuro de hidrógeno del ambiente hacen que este compuesto blanco se convierta en sulfuro de plomo (II) negro, con lo que la pintura oscurece. La aplicación de peróxido de hidrógeno oxida este sulfuro a sulfato de plomo (II) blanco, con lo que se restaura el color correcto de la pintura.*
En medio ácido, el anión dicromato oxida el peróxido de hidrógeno a oxígeno gaseoso reduciéndose a Cr^{3+} *(aq) y se convierte en oxígeno molecular. La ecuación química ajustada correspondiente al proceso es:*

$$Cr_2O_7^{2-}\ (aq) + 8\ H^+\ (aq) + 3\ H_2O_2\ (l) \longrightarrow 2\ Cr^{3+}\ (aq) + 3\ O_2\ (g) + 7\ H_2O\ (l)$$

Se tratan 100 mL de una disolución 2,0 M de dicromato de potasio con un exceso de peróxido de hidrógeno en medio ácido. El oxígeno resultante de esta reacción se recoge en un recipiente de 2,0 L a 20°C que contiene, inicialmente, una mezcla de hidrógeno y nitrógeno a 2,0 atm de presión y una composición en volumen del 60% de hidrógeno y el 40% de nitrógeno. En la mezcla gaseosa final se hace saltar una chispa eléctrica que provoca la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno, elevándose la temperatura de la mezcla a 120°C.
Calcula:
a) La cantidad de agua que se ha formado.
b) La presión parcial de cada componente y la presión total de la mezcla gaseosa a 120°C, si después de haber hecho saltar la chispa eléctrica todas las sustancias se encuentran en fase gaseosa.
(Dato. Constante R = 0,082 $\text{atm}{\cdot}\text{L}{\cdot}\text{mol}^{-1}{\cdot}\text{K}^{-1}$*)*

(Asturias 2008)

a) Relacionando $K_2Cr_2O_7$ con H_2O:

$$100\text{ mL } K_2Cr_2O_7 \text{ 0,2 M} \frac{0{,}2\text{ mol } K_2Cr_2O_7}{10^3\text{ mL } K_2Cr_2O_7 \text{ 0,2 M}} \frac{7\text{ mol } H_2O}{1\text{ mol } K_2Cr_2O_7} \frac{18\text{ g } H_2O}{1\text{ mol } H_2O} = \mathbf{25{,}2\ g\ H_2O}$$

b) El número de moles de O_2 producidos a partir del H_2O_2 que reacciona es:

$$100\text{ mL } K_2Cr_2O_7 \text{ 0,2 M} \frac{0{,}2\text{ mol } K_2Cr_2O_7}{10^3\text{ mL } K_2Cr_2O_7 \text{ 0,2 M}} \frac{3\text{ mol } O_2}{1\text{ mol } K_2Cr_2O_7} = 0{,}6\text{ mol } O_2$$

A partir de la ley de *Dalton* se pueden calcular las presiones parciales de la mezcla de N_2 y H_2 que contiene el recipiente en el que se inyecta el O_2 formado. También, de acuerdo con la ley de *Avogadro*, la composición volumétrica de la mezcla de gases proporciona la composición molar, así:

$$40\%\text{ vol } N_2 \longrightarrow y_{N_2} = 0{,}4 \qquad 60\%\text{ vol } H_2 \longrightarrow y_{H_2} = 0{,}6$$

Las presiones parciales respectivas son:

$$p_{N_2} = p \cdot y_{N_2} = 2\text{ atm} \cdot 0{,}4 = 0{,}8\text{ atm} \qquad p_{H_2} = p \cdot y_{H_2} = 2\text{ atm} \cdot 0{,}6 = 1{,}2\text{ atm}$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas es:

$$n = \frac{0{,}8\text{ atm} \cdot 2\text{ L}}{(0{,}082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})\ (20+273)\text{ K}} = 0{,}067\text{ mol } N_2$$

$$n = \frac{1{,}2\text{ atm} \cdot 2\text{ L}}{(0{,}082\text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})\ (20+273)\text{ K}} = 0{,}1\text{ mol } H_2$$

Al saltar una chispa en la mezcla de N_2, H_2 y O_2 se produce la combustión del H_2 de acuerdo con la ecuación:

$$2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ H_2O\ (g)$$

La relación molar entre H_2 y O_2 es:

$$\frac{0{,}1\text{ mol } H_2}{0{,}6\text{ mol } O_2} = 0{,}2$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir sobra O_2 que queda sin reaccionar y que se consume completamente $\mathbf{H_2}$ que es el **reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2O que se forma.

La cantidad de O_2 consumido es:

$$0{,}1\text{ mol } H_2 \frac{1\text{ mol } O_2}{2\text{ mol } H_2} = 0{,}05\text{ mol } O_2$$

La cantidad de O_2 sobrante es:

$$0{,}6\text{ mol } O_2\ \text{(inicial)} - 0{,}05\text{ mol } O_2\ \text{(consumido)} = 0{,}55\text{ mol } O_2\ \text{(exceso)}$$

La cantidad de H_2O formada es:

$$0{,}1\ \text{mol}\ H_2\ \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{2\ \text{mol}\ H_2} = 0{,}1\ \text{mol}\ H_2O$$

Considerando comportamiento ideal, la presión parcial ejercida por cada gas a 120°C es:

$$p_{N_2} = \frac{0{,}067\ \text{mol}\ N_2\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (120+273)\ \text{K}}{2\ \text{L}} = \mathbf{1{,}07\ atm}$$

$$p_{O_2} = \frac{0{,}55\ \text{mol}\ O_2\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (120+273)\ \text{K}}{2\ \text{L}} = \mathbf{8{,}86\ atm}$$

$$p_{H_2O} = \frac{0{,}1\ \text{mol}\ H_2O\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (120+273)\ \text{K}}{2\ \text{L}} = \mathbf{1{,}61\ atm}$$

4.58. Se usa el término de roca caliza para nombrar a aquella formada principalmente por carbonato de calcio. Normalmente son rocas de origen sedimentario formadas a partir de los depósitos de esqueletos carbonatados en los fondos de los océanos. Cuando tienen alta proporción de carbonato de magnesio se denominan dolomitas. La roca se disuelve lentamente en las aguas aciduladas por lo que el agua de lluvia, océanos y ríos (ligeramente ácidas) provoca la disolución de la caliza, creando un tipo de meteorización característica denominada kárstica o cárstica. En Asturias, en especial en la zona oriental, podemos encontrar bellos ejemplos de estas formaciones cársticas. Las calizas tienen innumerables aplicaciones industriales siendo quizás la más importante la obtención de cemento.
Al laboratorio de la cementera de Aboño (Gijón) ha llegado una muestra de mineral calizo para determinar su riqueza en carbonato cálcico. Una muestra de 0,490 g se disuelve en 50,0 mL de HCl 0,150 M. Esto supone un exceso de ácido y éste consume en una valoración 4,85 mL de NaOH 0,125 M.
a) ¿Cuál es el porcentaje de carbonato cálcico que contiene la muestra?
b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se desprende, en condiciones estándar, al disolver los 0,490 gramos de muestra?
c) Describe el procedimiento experimental para valorar el exceso de HCl con NaOH. Señala razonadamente cuál será el indicador más adecuado como indicador del punto final de esta volumetría.

Indicador	*Intervalo de viraje*
Rojo de metilo	*4,4-6,2*
Azul de bromotimol	*6,0-7,6*
Fenolftaleína	*8,2-9,8*

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Asturias 2008)

a) Las ecuaciones químicas correspondientes a la reacción del HCl con NaOH y $CaCO_3$ son, respectivamente:

$$\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \longrightarrow \text{NaCl (aq)} + H_2O\ \text{(l)}$$

$$2\ \text{HCl (aq)} + CaCO_3\ \text{(s)} \longrightarrow CaCl_2\ \text{(aq)} + CO_2\ \text{(g)} + H_2O\ \text{(l)}$$

▪ El número total de mmoles de HCl que reaccionan con ambas bases es:

$$50\ \text{mL HCl}\ 0{,}15\ \text{M}\ \frac{0{,}15\ \text{mol HCl}}{1\ \text{mL HCl}\ 0{,}15\ \text{M}} = 7{,}5\ \text{mmol HCl}$$

▪ El número total de mmoles de HCl en exceso que reaccionan con NaOH es:

$$4{,}85\ \text{mL NaOH } 0{,}125\ \text{M}\ \frac{0{,}125\ \text{mmol NaOH}}{1\ \text{mL NaOH } 0{,}125\ \text{M}}\ \frac{1\ \text{mmol HCl}}{1\ \text{mmol NaOH}} = 6{,}06\ \text{mmol HCl}$$

▪ El número total de mmoles de HCl que reaccionan con $CaCO_3$ es:

$$7{,}5{\cdot}\text{mmol HCl (total)} - 6{,}06{\cdot}\text{mmol HCl (exceso)} = 6{,}89{\cdot}\text{mmol HCl}$$

Relacionando HCl con $CaCO_3$:

$$6{,}89\ \text{mmol HCl}\ \frac{1\ \text{mmol CaCO}_3}{2\ \text{mmol HCl}}\ \frac{100\ \text{mg CaCO}_3}{1\ \text{mmol CaCO}_3} = 345\ \text{mg CaCO}_3$$

Relacionando $CaCO_3$ con caliza se obtiene la riqueza:

$$\frac{345\ \text{mg CaCO}_3}{490\ \text{mg caliza}}\ 100 = \mathbf{70{,}3\%\ CaCO_3}$$

b) Relacionando $CaCO_3$ con CO_2:

$$345\ \text{mg CaCO}_3\ \frac{1\ \text{mmol CaCO}_3}{100\ \text{mg CaCO}_3}\ \frac{1\ \text{mmol CO}_2}{1\ \text{mmol CaCO}_3} = 3{,}45\ \text{mmol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{3{,}45\ \text{mmol}\ (0{,}082\ \text{atm}{\cdot}\text{L}{\cdot}\text{mol}^{-1}{\cdot}\text{K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{84{,}3\ mL\ CO_2}$$

4.59. A partir del sulfuro de calcio se obtiene sulfuro de hidrógeno según la reacción:

$$CaS + H_2O + CO_2 \longrightarrow H_2S + CaCO_3$$

El sulfuro de hidrógeno obtenido se oxida para obtener azufre según la reacción:

$$H_2S + O_2 \longrightarrow H_2O + S$$

a) ¿Qué cantidad de azufre puede obtenerse a partir de 500 kg de una muestra que contiene un 80% de CaS?

b) ¿Qué volumen de aire, medido en c. n., es necesario utilizar para oxidar el sulfuro de hidrógeno procedente de la primera reacción? (Composición del aire: 20% de oxígeno).

(Cádiz 2008)

a) Relacionando la muestra con azufre:

$$500{\cdot}10^3\ \text{g CaS } 80\%\ \frac{80\ \text{g CaS}}{100\ \text{g CaS } 80\%}\ \frac{1\ \text{mol CaS}}{72\ \text{g CaS}}\ \frac{1\ \text{mol S}}{1\ \text{mol CaS}}\ \frac{32\ \text{g S}}{1\ \text{mol S}} = \mathbf{1{,}78{\cdot}10^5\ g\ S}$$

b) Relacionando la muestra con H_2S:

$$500{\cdot}10^3\ \text{g CaS } 80\%\ \frac{80\ \text{g CaS}}{100\ \text{g CaS } 80\%}\ \frac{1\ \text{mol CaS}}{72\ \text{g CaS}}\ \frac{1\ \text{mol H}_2\text{S}}{1\ \text{mol CaS}} = 5{,}56{\cdot}10^3\ \text{mol H}_2\text{S}$$

Relacionando H_2S con O_2 y aire:

$$5{,}56{\cdot}10^3\ \text{mol H}_2\text{S}\ \frac{1\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol H}_2\text{S}}\ \frac{22{,}4\ \text{L O}_2}{1\ \text{mol O}_2}\ \frac{100\ \text{L aire}}{20\ \text{L O}_2} = \mathbf{6{,}23{\cdot}10^5\ L\ aire}$$

4.60. Se dispone de 1200 litros de agua (ρ =1 g/mL) y de 1000 kg de carburo de aluminio (Al_4C_3) de una pureza del 91,3%.
a) Determine el reactivo limitante en la reacción de obtención de metano:

$$Al_4C_3 + 12\ H_2O \longrightarrow 3\ CH_4 + 4\ Al(OH)_3$$

b) Calcule el volumen de metano que se puede obtener a una temperatura de 16°C y 736 mmHg, suponiendo una pérdida del 1,8% del gas producido.
c) Calcule el volumen de aire necesario para la combustión del metano en las condiciones mencionadas.
(Datos. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1}; porcentaje de oxígeno en el aire = 21% en volumen)

(Córdoba 2008)

a) El número de moles de cada reactivo es:

$$1200\ \text{L H}_2\text{O}\,\frac{10^3\ \text{mL H}_2\text{O}}{1\ \text{L H}_2\text{O}}\,\frac{1\ \text{g H}_2\text{O}}{1\ \text{mL H}_2\text{O}}\,\frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18\ \text{g H}_2\text{O}} = 6{,}67\cdot10^4\ \text{mol H}_2\text{O}$$

$$1000\ \text{kg Al}_4\text{C}_3\,\frac{10^3\ \text{g Al}_4\text{C}_3}{1\ \text{kg Al}_4\text{C}_3}\,\frac{1\ \text{mol Al}_4\text{C}_3}{144\ \text{g Al}_4\text{C}_3} = 6{,}94\cdot10^3\ \text{mol Al}_4\text{C}_3$$

La relación molar entre ambas sustancias es:

$$\frac{6{,}67\cdot10^4\ \text{mol H}_2\text{O}}{6{,}94\cdot10^3\ \text{mol Al}_4\text{C}_3} = 9{,}6$$

como la relación molar es menor que 12 quiere decir que queda Al_4C_3 sin reaccionar por lo que el **H_2O es el reactivo limitante** que determina la cantidad de CH_4 que se obtiene.

b) Relacionando H_2O con CH_4 y teniendo en cuenta que si se pierde el 1,8% del CH_4 formado se obtiene en la práctica un 98,2% del mismo:

$$6{,}67\cdot10^4\ \text{mol H}_2\text{O}\,\frac{3\ \text{mol CH}_4}{12\ \text{mol H}_2\text{O}}\,\frac{98{,}2\ \text{mol CH}_4\ \text{(real)}}{100\ \text{mol CH}_4\ \text{(teo)}} = 1{,}64\cdot10^4\ \text{mol CH}_4$$

Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales se obtiene el volumen ocupado por el gas:

$$V = \frac{1{,}64\cdot10^4\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (16+273)\ \text{K}}{736\ \text{mmHg}}\,\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}\,\frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = \mathbf{401{,}3\ m^3\ CH_4}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del CH_4 es:

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

Relacionando CH_4 con O_2:

$$1{,}64\cdot10^4\ \text{mol CH}_4\,\frac{2\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol CH}_4} = 3{,}28\cdot10^4\ \text{mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{3{,}28\cdot10^4\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (16+273)\ \text{K}}{736\ \text{mmHg}}\,\frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}}\,\frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = 802{,}6\ \text{m}^3\ \text{O}_2$$

Relacionando O_2 con aire:

$$802{,}6\ m^3\ O_2 \frac{100\ m^3\ aire}{21\ m^3\ O_2} = \mathbf{3822\ m^3\ aire}$$

(Este problema es similar al propuesto en C. Valenciana 1998).

4.61. El cemento aluminoso contiene en su composición, entre otros, un 40% de óxido de calcio y un 40% de óxido de aluminio. En una fábrica determinada se desea obtener diariamente una producción de 1200 t de este cemento, empleándose como materia prima caliza (mineral que contiene carbonato de calcio), que al calcinarse se descompone en dióxido de carbono y óxido de calcio, y bauxita (mineral que contiene óxido de aluminio). Si el rendimiento global del proceso es del 91%, calcula:
a) La masa diaria de caliza necesaria, expresada en toneladas, si su riqueza es del 83% en carbonato de calcio.
b) La masa diaria de bauxita necesaria, expresada en toneladas, si su riqueza es del 57% en óxido de aluminio.
c) La emisión anual de dióxido de carbono a la atmósfera, expresada en m^3 a 20°C y 1 atm, provocada por el proceso de calcinación de la caliza.
d) La solubilidad del dióxido de carbono en agua es 2 g··L^{-1}, a 20°C, si esta disolución se trata con disolución acuosa de hidróxido de sodio se forma una disolución acuosa de carbonato de sodio. Calcula la concentración de la citada disolución expresada como porcentaje en masa y molaridad. (Considera que la densidad de la disolución es 1 g·mL^{-1}).
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Castilla y León 2008)

Como el rendimiento del proceso es del 91% se calcula previamente la cantidad de cemento que se desea producir:

$$x\ t\ cemento\ _{(teo)} \frac{91\ t\ cemento\ _{(real)}}{100\ t\ cemento\ _{(teo)}} = 1200\ t\ cemento\ _{(real)} \longrightarrow x = 1319\ t\ cemento$$

Las cantidades de óxidos contenidos en el cemento son:

$$1319\ t\ cemento \frac{40\ t\ CaO}{100\ t\ cemento} = 527{,}6\ t\ CaO$$

a) La ecuación química correspondiente a la obtención de CaO a partir de $CaCO_3$ es:

$$CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$

Relacionando CaO con $CaCO_3$:

$$527{,}5\ t\ CaO \frac{10^6\ g\ CaO}{1\ t\ CaO} \frac{1\ mol\ CaO}{56\ g\ CaO} \frac{1\ mol\ CaCO_3}{1\ mol\ CaO} \frac{100\ g\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCO_3} \frac{1\ t\ CaCO_3}{10^6\ g\ CaCO_3} = 942{,}0\ t\ CaCO_3$$

Relacionando $CaCO_3$ con caliza del 83%:

$$942{,}0\ t\ CaCO_3 \frac{100\ t\ caliza}{83\ t\ CaCO_3} = \mathbf{1134{,}9\ t\ caliza}$$

b) Relacionando Al_2O_3 con bauxita del 57%:

$$527{,}5\ \text{t Al}_2\text{O}_3\ \frac{100\ \text{t bauxita}}{57\ \text{t Al}_2\text{O}_3} = \mathbf{925{,}3\ t\ bauxita}$$

c) Relacionando cemento con CO_2:

$$\frac{1319\ \text{t cemento}}{\text{día}}\ \frac{40\ \text{t CaO}}{100\ \text{t cemento}}\ \frac{10^6\ \text{g CaO}}{1\ \text{t CaO}}\ \frac{1\ \text{mol CaO}}{56\ \text{g CaO}}\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol CaO}} = \frac{9{,}42\cdot10^6\ \text{mol CO}_2}{\text{día}}$$

La cantidad emitida en un año es:

$$\frac{9{,}42\cdot10^6\ \text{mol CO}_2}{\text{día}}\ \frac{365\ \text{día}}{\text{año}} = \frac{3{,}44\cdot10^9\ \text{mol CO}_2}{\text{año}}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el CO_2 es:

$$V = \frac{3{,}44\cdot10^9\ \text{mol CO}_2}{\text{año}}\ \frac{(0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (20+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm}}\ \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = \mathbf{\frac{8{,}26\cdot10^7\ \ m^3}{año}}$$

d) La ecuación química correspondiente a la absorción de CO_2 con NaOH es:

$$CO_2\ (s) + 2\ NaOH\ (aq) \longrightarrow Na_2CO_3\ (aq) + H_2O\ (l)$$

Si se parte de una disolución con una concentración de CO_2 de 2 g/L la molaridad respecto al Na_2CO_3 formado es:

$$\frac{2\ \text{g CO}_2}{\text{L disolución}}\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44\ \text{g CO}_2}\ \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{mol CO}_2} = \mathbf{0{,}045\ M}$$

La concentración de la disolución de Na_2CO_3 expresada como % en masa es:

$$\frac{2\ \text{g CO}_2}{\text{L dis}}\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{44\ \text{g CO}_2}\ \frac{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{mol CO}_2}\ \frac{106\ \text{g Na}_2\text{CO}_3}{1\ \text{mol Na}_2\text{CO}_3}\ \frac{\text{L dis}}{10^3\ \text{mL dis}}\ \frac{1\ \text{mL dis}}{1\ \text{g dis}}100 = \mathbf{0{,}48\%}$$

4.62. Una industria química utiliza 10 t/día de sulfato de amonio que prepara según la siguiente reacción:

$$2\ NH_3\ (aq) + H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow (NH_4)_2SO_4\ (aq)$$

a) Si la reacción transcurre con un 80% de rendimiento, ¿qué volumen de disolución 2 M de ácido sulfúrico será necesario utilizar diariamente?
b) En la reacción se utiliza amoníaco gaseoso que está contenido en un depósito de 10 m^3 de capacidad y a una temperatura de 25°C, ¿cuál será la presión del gas dentro del recipiente si se cargan en él 100 kg de NH_3?
c) ¿A qué temperatura se tendría que abrir la válvula de seguridad del depósito, si éste soporta una presión máxima interior de 20 atm?
d) Cuando se cargó el amoníaco en el depósito, fue necesario hacer un barrido de las tuberías introduciendo en éste 0,5 kg de N_2 (gas inerte). Calcula la presión parcial del nitrógeno en el depósito y la presión total.
(Dato. Constante R = 0,082 $atm\cdot L\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$)

(Castilla y León 2008)

a) Como el rendimiento del proceso es del 80%, previamente hay que calcular la cantidad de sustancia que se quiere obtener:

$$x\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \text{(teo)}\ \frac{80\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \text{(real)}}{100\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \text{(teo)}} = 10\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \text{(real)} \longrightarrow x = 12{,}5\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4$$

$$12{,}5\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4\ \frac{10^6\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4}{1\ \text{t}\ (NH_4)_2SO_4}\ \frac{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4}{132\ \text{g}\ (NH_4)_2SO_4} = 9{,}47\cdot10^5\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4$$

Relacionando $(NH_4)_2SO_4$ con H_2SO_4:

$$9{,}47\cdot10^5\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ (NH_4)_2SO_4} = 9{,}47\cdot10^5\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

Al tratarse de disolución 2 M:

$$9{,}47\cdot10^5\ \text{mol}\ H_2SO_4\ \frac{1\ \text{L}\ H_2SO_4\ 2\ \text{M}}{2\ \text{mol}\ H_2SO_4}\ \frac{1\ \text{m}^3\ H_2SO_4\ 2\ \text{M}}{10^3\ \text{L}\ H_2SO_4\ 2\ \text{M}} = \mathbf{43{,}75\ m^3\ H_2SO_4\ 2\ M}$$

b) El número de moles de NH_3 introducidos en el depósito es:

$$100\ \text{kg}\ NH_3\ \frac{10^3\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{kg}\ NH_3}\ \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17\ \text{g}\ NH_3} = 5882\ \text{mol}\ NH_3$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el NH_3 en el interior del recipiente es:

$$p = \frac{5882\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}{10\ \text{m}^3}\ \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = \mathbf{14{,}4\ atm}$$

c) Como se trata de un recipiente de paredes rígidas el volumen es constante por lo que de acuerdo con la ley de *Charles*:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \longrightarrow \frac{14{,}4\ \text{atm}}{(25+273)\ \text{K}} = \frac{20{,}0\ \text{atm}}{T_2} \longrightarrow T_2 = \mathbf{414\ K}$$

d) El número de moles de N_2 introducidos para limpiar el depósito es:

$$0{,}5\ \text{kg}\ N_2\ \frac{10^3\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{kg}\ N_2}\ \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28\ \text{g}\ N_2} = 17{,}9\ \text{mol}\ N_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión que ejerce el N_2 en el interior del recipiente es:

$$p_{N_2} = \frac{17{,}9\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}{10\ \text{m}^3}\ \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = \mathbf{0{,}044\ atm}$$

De acuerdo con la ley de *Dalton* de las presiones parciales, la presión total de la mezcla gaseosa es:

$$p_{total} = p_{N_2} + p_{NH_3} \longrightarrow p_{total} = (0{,}044 + 14{,}4)\ \text{atm} = \mathbf{14{,}444\ atm}$$

4.63. Se dispone de una aleación ligera formada por magnesio y cinc. Si se toma una muestra de ella de 1,00 g y se quema totalmente en atmósfera de oxígeno se obtiene 1,41 g de la mezcla de óxidos. Determine cuál es la composición porcentual de la aleación original.

(Castilla y León 2008)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de formación de los óxidos metálicos son:

$$2\ \text{Mg (s)} + \text{O}_2\ \text{(g)} \longrightarrow 2\ \text{MgO (s)}$$

$$2\ \text{Zn (s)} + \text{O}_2\ \text{(g)} \longrightarrow 2\ \text{ZnO (s)}$$

Llamando **x** e **y**, respectivamente, a los gramos de Mg y Zn en la aleación y relacionando estas cantidades con los óxidos formados:

$$\text{x g Mg}\ \frac{1\ \text{mol Mg}}{24{,}3\ \text{g Mg}}\ \frac{2\ \text{mol MgO}}{2\ \text{mol Mg}}\ \frac{40{,}3\ \text{g MgO}}{1\ \text{mol MgO}} = 1{,}658\ \text{x g MgO}$$

$$\text{y g Zn}\ \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}}\ \frac{2\ \text{mol ZnO}}{2\ \text{mol Zn}}\ \frac{81{,}4\ \text{g ZnO}}{1\ \text{mol ZnO}} = 1{,}245\ \text{y g ZnO}$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r}\text{x g Mg + y g Zn} = 1{,}00\ \text{g aleación}\\ 1{,}658\ \text{x g MgO} + 1{,}245\ \text{y g ZnO} = 1{,}41\ \text{g óxidos}\end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l}\text{x} = 0{,}40\ \text{g Mg}\\ \text{y} = 0{,}60\ \text{g Zn}\end{array}\right.$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{0{,}40\ \text{g Mg}}{1{,}00\ \text{g aleación}}\ 100 = \mathbf{40\%\ Mg} \qquad \frac{0{,}60\ \text{g Zn}}{1{,}00\ \text{g aleación}}\ 100 = \mathbf{60\%\ Zn}$$

4.64. El fósforo blanco, P_4, se puede obtener tratando el mineral fosforita (fosfato cálcico impuro) con carbón y arena (sílice). El proceso se realiza en un horno eléctrico según la siguiente ecuación química:

$$2\ Ca_3(PO_4)_2\ (s) + 10\ C\ (s) + 6\ SiO_2\ (s) \longrightarrow 6\ CaSiO_3\ (s) + 10\ CO\ (g) + P_4\ (s)$$

Se hacen reaccionar 20 kg de fosforita (70% en peso de fosfato cálcico) con las cantidades necesarias de los demás reactivos. Sabiendo que el rendimiento del proceso es del 80%, calcula:
a) La cantidad (en kg) de fósforo blanco obtenido.
b) El volumen (en L) de monóxido de carbono generado medido a 35°C y 780 mmHg.
c) La cantidad de carbón (en kg) necesaria si su riqueza es del 60%.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Preselección C. Valenciana 2008)

a) Los moles de $Ca_3(PO_4)_2$ que hay en la fosforita son:

$$20\ \text{kg fosforita}\ \frac{10^3\ \text{g fosforita}}{1\ \text{kg fosforita}}\ \frac{70\ \text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{100\ \text{g fosforita}}\ \frac{1\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{310\ \text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 45{,}2\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Si el rendimiento del proceso es del 80%:

$$45{,}2\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2\ \frac{80\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2\ \text{(real)}}{100\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2\ \text{(teo)}} = 36{,}1\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con P_4:

$$36{,}1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2 \frac{1\ \text{mol}\ P_4}{2\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2} \frac{124\ \text{g}\ P_4}{1\ \text{mol}\ P_4} \frac{1\ \text{kg}\ P_4}{10^3\ \text{g}\ P_4} = \mathbf{2{,}24\ kg\ P_4}$$

b) Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con CO:

$$36{,}1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2 \frac{10\ \text{mol CO}}{2\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2} = 180{,}5\ \text{mol CO}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{180{,}5\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (35+273)\ \text{K}}{780\ \text{mmHg}} \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{4442\ L\ CO}$$

c) Relacionando $Ca_3(PO_4)_2$ con C:

$$36{,}1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2 \frac{10\ \text{mol C}}{2\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2} \frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}} \frac{1\ \text{kg C}}{10^3\ \text{g C}} \frac{100\ \text{kg carbón}}{60\ \text{kg C}} = \mathbf{3{,}61\ kg\ carbón}$$

4.65. El cuerpo humano contiene aproximadamente 4 gramos de hierro y el 70% está localizado en la hemoglobina, proteína presente en los glóbulos rojos.
Las necesidades de hierro varían según la edad y el sexo, pero se puede tomar como media 15 mg de hierro por día. Por término medio sólo se absorbe el 10% del hierro contenido en los alimentos. La alimentación normal no cubre las necesidades de hierro en todos los casos, lo que obliga a administrar ciertas medicinas como Ferro-gradumet.
Una técnica clásica para determinar el hierro presente en una disolución es la permanganimetría, que utiliza el poder oxidante del permanganato de potasio ($KMnO_4$):

$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ Fe^{2+} \longrightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$$

La concentración de una disolución de permanganato se determina por valoración frente a una sustancia patrón como el oxalato de sodio ($Na_2C_2O_4$):

$$2\ MnO_4^- + 16\ H^+ + 5\ C_2O_4^{2-} \longrightarrow Mn^{2+} + 10\ CO_2 + 8\ H_2O$$

a) Teniendo en cuenta que el volumen de sangre de un adulto es de 4,5 L y que contiene $4{,}7·10^6$ glóbulos rojos por mL, calcula el número de átomos de hierro presentes en cada glóbulo rojo.
b) Para valorar una disolución de permanganato de potasio se pesaron tres muestras de oxalato de sodio de 0,1573; 0,1324 y 0,1285 g y se disolvieron en un Erlenmeyer, en presencia de un exceso de ácido sulfúrico. Los volúmenes de disolución de permanganato de potasio consumidos en cada muestra fueron 42,4; 35,5 y 34,2 mL respectivamente. Calcula la molaridad de la disolución de permanganato de potasio.
c) Una gragea de Ferro-gradumet se disolvió en presencia de ácido sulfúrico en exceso y para valorar el contenido en hierro se consumieron 32,1 mL de la disolución anterior de permanganato. Calcula el peso de $FeSO_4·1{,}5\ H_2O$ contenido en una gragea.
d) Las almejas y mejillones (las sustancias más ricas en hierro) contienen 25 mg de hierro por cada 100 g de producto, mientras que las lentejas sólo contienen 7 mg. ¿Qué cantidad de almejas o de lentejas habría que consumir diariamente para cubrir las necesidades de un adulto, según toda la información aportada anteriormente?
(Dato. Número de Avogadro, L = $6{,}022·10^{23}\ mol^{-1}$)

(C. Valenciana 2008)

a) La masa de hierro contenida en la hemoglobina es

$$4\text{ g Fe (total)}\ \frac{70\text{ g Fe (hemo)}}{100\text{ g Fe (total)}} = 2{,}8\text{ g Fe (hemo)}$$

El número de glóbulos rojos en la sangre es:

$$4{,}5\text{ L sangre}\ \frac{10^3\text{ mL sangre}}{1\text{ L sangre}}\ \frac{4{,}7\cdot 10^6\text{ glóbulos}}{1\text{ mL sangre}} = 2{,}12\cdot 10^{10}\text{ glóbulos}$$

Relacionando la cantidad de Fe con los glóbulos rojos:

$$\frac{2{,}8\text{ g Fe}}{2{,}12\cdot 10^{10}\text{ glóbulos}}\ \frac{1\text{ mol Fe}}{55{,}85\text{ g Fe}}\ \frac{6{,}022\cdot 10^{23}\text{ átomos Fe}}{1\text{ mol Fe}} = \mathbf{1{,}43\cdot 10^{12}}\ \frac{\textbf{átomo Fe}}{\textbf{glóbulo}}$$

b) Relacionando $Na_2C_2O_4$ con disolución de $KMnO_4$ en cada una de las valoraciones:

$$\frac{0{,}1573\text{ g } Na_2C_2O_4}{42{,}4\text{ mL disolución}}\ \frac{1\text{ mol } Na_2C_2O_4}{134\text{ g } Na_2C_2O_4}\ \frac{2\text{ mol } KMnO_4}{5\text{ mol } Na_2C_2O_4}\ \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}01107\text{ M}$$

$$\frac{0{,}1324\text{ g } Na_2C_2O_4}{35{,}5\text{ mL disolución}}\ \frac{1\text{ mol } Na_2C_2O_4}{134\text{ g } Na_2C_2O_4}\ \frac{2\text{ mol } KMnO_4}{5\text{ mol } Na_2C_2O_4}\ \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}01113\text{ M}$$

$$\frac{0{,}1285\text{ g } Na_2C_2O_4}{34{,}2\text{ mL disolución}}\ \frac{1\text{ mol } Na_2C_2O_4}{134\text{ g } Na_2C_2O_4}\ \frac{2\text{ mol } KMnO_4}{5\text{ mol } Na_2C_2O_4}\ \frac{10^3\text{ mL disolución}}{1\text{ L disolución}} = 0{,}01121\text{ M}$$

Como las tres valoraciones son concordantes, el valor medio de la concentración de la disolución de permanganato de potasio es:

$$\frac{0{,}01107\text{ M} + 0{,}01113\text{ M} + 0{,}01121\text{ M}}{3} = \mathbf{0{,}01114\ M}$$

c) Relacionando $KMnO_4$ con Fe^{2+}:

$$\frac{32{,}1\text{ mL disolución}}{\text{gragea}}\ \frac{0{,}01114\text{ mol } KMnO_4}{10^3\text{ mL disolución}}\ \frac{5\text{ mol } Fe^{2+}}{1\text{ mol } KMnO_4} = \frac{1{,}79\cdot 10^{-3}\text{ mol } Fe^{2+}}{\text{gragea}}$$

La masa de $FeSO_4\cdot 1{,}5\ H_2O$ contenida en una gragea de Ferro-gradumet es:

$$\frac{1{,}79\cdot 10^{-3}\text{ mol } Fe^{2+}}{\text{gragea}}\ \frac{1\text{ mol } FeSO_4\cdot 1{,}5\ H_2O}{1\text{ mol } Fe^{2+}}\ \frac{178{,}85\text{ g } FeSO_4\cdot 1{,}5\ H_2O}{1\text{ mol } FeSO_4\cdot 1{,}5\ H_2O} = \frac{\mathbf{0{,}32\ g\ FeSO_4\cdot 1{,}5\ H_2O}}{\textbf{gragea}}$$

d) Considerando que por término medio un adulto necesita 15 mg Fe/día, las masas de alimentos ricos en hierro necesarias diariamente son:

- Almejas → $\dfrac{15\text{ mg Fe}}{\text{día}}\ \dfrac{100\text{ g almejas}}{25\text{ mg Fe}} = \dfrac{\textbf{60 g almejas}}{\textbf{día}}$
- Lentejas → $\dfrac{15\text{ mg Fe}}{\text{día}}\ \dfrac{100\text{ g lentejas}}{7\text{ mg Fe}} = \dfrac{\textbf{214,3 g lentejas}}{\textbf{día}}$

4.66. Un método para ajustar la concentración de una disolución de HCl es añadirle una pequeña cantidad de Mg:

$$Mg + 2\ HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$

¿Cuántos mg de Mg hay que añadir sobre 250 mL de HCl 1,023 M para que disolución resultante sea exactamente 1,000 M?

(C. Valenciana 2008)

El número de moles de HCl sobrantes de la disolución de HCl es:

$$250\ \text{mL disolución}\ \frac{(1{,}023-1{,}000)\ \text{mol HCl}}{10^3\ \text{mL disolución}} = 5{,}75{\cdot}10^{-3}\ \text{mol HCl}$$

Relacionando HCl con Mg:

$$5{,}75{\cdot}10^{-3}\ \text{mol HCl}\ \frac{1\ \text{mol Mg}}{2\ \text{mol HCl}}\ \frac{24{,}3\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}}\ \frac{10^3\ \text{mg Mg}}{1\ \text{g Mg}} = \mathbf{70\ mg\ Mg}$$

4.67. 100 mL de una disolución de H_2SO_4 se neutralizan con 25 mL de una disolución 2 M de $Al(OH)_3$ ¿Cuál será la concentración de H_2SO_4?

(Canarias 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre $Al(OH)_3$ y H_2SO_4 es:

$$2\ Al(OH)_3\ (aq) + 3\ H_2SO_4\ (aq) \longleftrightarrow 2\ Al_2(SO_4)_3\ (aq) + 3\ H_2O\ (l)$$

El número de mmoles de $Al(OH)_3$ a neutralizar es:

$$25\ \text{mL}\ Al(OH)_3\ 2\ \text{M}\ \frac{2\ \text{mmol}\ Al(OH)_3}{1\ \text{mL}\ Al(OH)_3\ 2\ \text{M}} = 50\ \text{mmol}\ Al(OH)_3$$

Relacionando $Al(OH)_3$ con H_2SO_4:

$$\frac{50\ \text{mmol}\ Al(OH)_3}{100\ \text{mL}\ H_2SO_4}\ \frac{3\ \text{mmol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mmol}\ Al(OH)_3} = \mathbf{0{,}75\ M}$$

4.68. Se sospecha que una mezcla de $Ca(HCO_3)_2$ y $CaCO_3$ contiene CaO. Para salir de la duda se toma una muestra de 80 g y se calienta hasta descomposición de las sales, en sus respectivos óxidos. Se recogen 3 g de H_2O y 25 g de CO_2 ¿Cuál es la composición de la mezcla?

(Murcia 2009)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de descomposición térmica del $Ca(HCO_3)_2$ y $CaCO_3$ son:

$$Ca(HCO_3)_2\ (s) \longrightarrow CaCO_3\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

$$CaCO_3\ (s) \longrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g)$$

El H_2O formada procede solo de la descomposición del $Ca(HCO_3)_2$ lo que proporciona la cantidad de esta sustancia en la muestra original:

$$\frac{3\ \text{g}\ H_2O}{80\ \text{g mezcla}}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O}\ \frac{1\ \text{mol}\ Ca(HCO_3)_2}{1\ \text{mol}\ H_2O}\ \frac{162\ \text{g}\ Ca(HCO_3)_2}{1\ \text{mol}\ Ca(HCO_3)_2}\ 100 = \mathbf{33{,}8\%\ Ca(HCO_3)_2}$$

El CO_2 formado procede de la descomposición de ambas sales. El procedente del $Ca(HCO_3)_2$ es:

$$80\text{ g mezcla}\frac{33{,}8\text{ g }Ca(HCO_3)_2}{100\text{ g mezcla}}\frac{1\text{ mol }Ca(HCO_3)_2}{162\text{ g }Ca(HCO_3)_2}\frac{2\text{ mol }CO_2}{1\text{ mol }Ca(HCO_3)_2}\frac{44\text{ g }CO_2}{1\text{ mol }CO_2} = 14{,}7\text{ g }CO_2$$

El resto del CO_2 deberá proceder de la descomposición del $CaCO_3$:

$$\frac{(25-14{,}7)\text{ g }CO_2}{80\text{ g mezcla}}\frac{1\text{ mol }CO_2}{44\text{ g }CO_2}\frac{1\text{ mol }CaCO_3}{1\text{ mol }CO_2}\frac{100\text{ g }CaCO_3}{1\text{ mol }CaCO_3}100 = \mathbf{29{,}3\%\ CaCO_3}$$

Como se comprueba, la muestra sí contiene CaO:

100% mezcla – [33,8% $Ca(HCO_3)_2$ + 29,3% $CaCO_3$] = **36,9% CaO**

4.69. Al calentar dicromato de amonio se produce una reacción vigorosa en la cual se desprende nitrógeno, agua y óxido de cromo (III). Escribe la ecuación del proceso y calcula la cantidad de este óxido que se forma y el volumen de nitrógeno desprendido en condiciones normales de presión y temperatura cuando se descomponen 21,4 g de dicromato de amonio.

(Baleares 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del $(NH_4)_2Cr_2O_7$ es:

$$\mathbf{(NH_4)_2Cr_2O_7\ (s) \longrightarrow Cr_2O_3\ (s) + N_2\ (g) + 4\ H_2O\ (g)}$$

Relacionando $(NH_4)_2Cr_2O_7$ con Cr_2O_3:

$$21{,}4\text{ g }(NH_4)_2Cr_2O_7\frac{1\text{ mol }(NH_4)_2Cr_2O_7}{252\text{ g }(NH_4)_2Cr_2O_7}\frac{1\text{ mol }Cr_2O_3}{1\text{ mol }(NH_4)_2Cr_2O_7}\frac{152\text{ g }Cr_2O_3}{1\text{ mol }Cr_2O_3} = \mathbf{12{,}9\ g\ Cr_2O_3}$$

Relacionando $(NH_4)_2Cr_2O_7$ con N_2:

$$21{,}4\text{ g }(NH_4)_2Cr_2O_7\frac{1\text{ mol }(NH_4)_2Cr_2O_7}{252\text{ g }(NH_4)_2Cr_2O_7}\frac{1\text{ mol }N_2}{1\text{ mol }(NH_4)_2Cr_2O_7}\frac{22{,}4\text{ L }N_2}{1\text{ mol }N_2} = \mathbf{1{,}9\ L\ N_2}$$

4.70. Una aleación es un producto homogéneo, de propiedades metálicas, compuesto de dos o más elementos, uno de los cuales, al menos, debe ser un metal. Algunas de las aleaciones más conocidas son: bronce (estaño + cobre), acero (hierro + carbono + otros metales), latón (cobre + cinc).
Al tratar 2,5 g de una aleación de aluminio y cinc con ácido sulfúrico se desprenden 1,58 L de H_2 medidos en c.n. de presión y temperatura. Calcule la composición de la aleación.

(Galicia 2009)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de los metales con H_2SO_4 son:

$$Zn\ (s) + H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow ZnSO_4\ (aq) + H_2\ (g)$$

$$2\ Al\ (s) + 3\ H_2SO_4\ (aq) \longrightarrow 2\ Al_2(SO_4)_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)$$

El número de moles de gas obtenido es:

$$1{,}58\text{ L }H_2\frac{1\text{ mol }H_2}{22{,}4\text{ L }H_2} = 7{,}05{\cdot}10^{-2}\text{ mol }H_2$$

Llamando **x** e **y**, respectivamente, a los gramos de Zn y Al en la aleación y relacionando estas cantidades con el H_2 formado:

$$\text{x g Zn}\ \frac{\text{1 mol Zn}}{\text{65,4 g Zn}}\ \frac{\text{1 mol H}_2}{\text{1 mol Zn}} = 1{,}53\cdot10^{-2}\ \text{x mol H}_2$$

$$\text{y g Al}\ \frac{\text{1 mol Al}}{\text{27 g Al}}\ \frac{\text{3 mol H}_2}{\text{2 mol Al}} = 5{,}56\cdot10^{-2}\ \text{y mol H}_2$$

Se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left.\begin{array}{r}\text{x g Zn + y g Al = 2,5 g aleación}\\ (1{,}53\cdot10^{-2}\ \text{x} + 5{,}56\cdot10^{-2}\ \text{y})\ \text{mol H}_2 = 7{,}05\cdot10^{-2}\ \text{mol H}_2\end{array}\right\} \longrightarrow \left\{\begin{array}{l}\text{x = 1,698 g Zn}\\ \text{y = 0,802 g Al}\end{array}\right.$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{\text{1,698 g Zn}}{\text{2,5 g aleación}}100 = \textbf{67,9\% Zn} \qquad \frac{\text{0,802 g Al}}{\text{2,5 g aleación}}100 = \textbf{32,1\% Al}$$

4.71. En la industria aeronáutica se utilizan aleaciones de Al/Cu. Un proceso que permite analizar la composición de dicha aleación es por tratamiento con una disolución acuosa de ácido clorhídrico ya que el cobre no reacciona con este ácido y el aluminio reacciona en su totalidad dando tricloruro de aluminio ($AlCl_3$).
Se tratan 2,4 g de aleación Al/Cu con 25 mL de HCl del 36% y densidad 1,18 g·mL^{-1}. Se supone que ha reaccionado todo el aluminio y que el HCl se encuentra en exceso. La disolución ácida resultante se valora con disolución de NaOH 2,0 M, utilizando fenolftaleína como indicador, gastándose 20,5 mL de dicha disolución.
a) Escribe la reacción de neutralización y determina el número de moles de HCl en exceso.
b) Escribe la reacción de la aleación con ácido clorhídrico sabiendo que se desprende hidrógeno molecular (H_2) y determina la composición centesimal de la aleación.
c) Determina el volumen de hidrógeno que se desprende medido en condiciones normales.
(Castilla y León 2009)

a) La ecuación química correspondiente a la neutralización del HCl es:

$$\textbf{HCl (aq) + NaOH (aq)} \longrightarrow \textbf{NaCl (aq) + H}_2\textbf{O (l)}$$

La cantidad de HCl que se añade inicialmente a la aleación es:

$$\text{25 mL HCl 36\%}\frac{\text{1,18 g HCl 36\%}}{\text{1 mL HCl 36\%}}\ \frac{\text{36 g HCl}}{\text{100 g HCl 36\%}}\ \frac{\text{1 mol HCl}}{\text{36,5 g HCl}} = \text{0,29 mol HCl}$$

La cantidad de HCl que se neutraliza con NaOH (exceso) es:

$$\text{20,5 mL NaOH 2,0 M}\frac{\text{2,0 mol NaOH}}{10^3\ \text{mL NaOH 2,0 M}}\ \frac{\text{1 mol HCl}}{\text{1 mol NaOH}} = \textbf{0,05 mol HCl}$$

El HCl restante es el que reacciona con la aleación:

$$\text{0,29 mol HCl (inicial)} - \text{0,05 mol HCl (neutralización)} = \text{0,24 mol HCl (aleación)}$$

b) De los dos metales que forman la aleación, el único capaz de reaccionar con HCl para producir H_2 es Al. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:

$$\mathbf{6\ HCl\ (aq) + 2\ Al\ (s) \longrightarrow 2\ AlCl_3\ (aq) + 3\ H_2\ (g)}$$

Relacionando HCl y Al se puede calcular la composición de la aleación:

$$\frac{0{,}24\ \text{mol HCl}}{2{,}4\ \text{g aleación}}\ \frac{2\ \text{mol Al}}{6\ \text{mol HCl}}\ \frac{27\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}}100 = \mathbf{90\%\ Al}$$

El **10%** restante de la aleación es **Cu**.

c) Relacionando HCl y H_2:

$$0{,}24\ \text{mol HCl}\frac{3\ \text{mol}\ H_2}{6\ \text{mol HCl}}\ \frac{22{,}4\ \text{L}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = \mathbf{2{,}7\ L\ H_2}$$

4.72. Una mezcla de dos sólidos ($KClO_3$ y KCl) pesa 66 g y contiene un 10% de humedad. Por calefacción prolongada se liberan 8 g de oxígeno. Calcula el porcentaje de ambos compuestos en la mezcla original anhidra.

(Cádiz 2009)

La cantidad de muestra seca es:

$$66\ \text{g muestra húmeda}\frac{90\ \text{g muestra seca}}{100\ \text{g muestra húmeda}} = 59{,}4\ \text{g muestra seca}$$

La ecuación química correspondiente a la calefacción del $KClO_3$ es:

$$2\ KClO_3\ (s) \longrightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g)$$

De acuerdo con la ecuación anterior, todo el O_2 liberado se debe al $KClO_3$:

$$8\ \text{g}\ O_2\frac{1\ \text{mol}\ O_2}{32\ \text{g}\ O_2}\ \frac{2\ \text{mol}\ KClO_3}{3\ \text{mol}\ O_2}\ \frac{122{,}6\ \text{g}\ KClO_3}{1\ \text{mol}\ KClO_3} = 20{,}4\ \text{g}\ KClO_3$$

La cantidad restante de muestra es KCl:

$$59{,}4\ \text{g muestra seca} - 20{,}4\ \text{g}\ KClO_3 = 39{,}0\ \text{g KCl}$$

Expresando el resultado en forma de porcentaje en masa:

$$\frac{20{,}4\ \text{g}\ KClO_3}{59{,}4\ \text{g muestra seca}}100 = \mathbf{34{,}3\%\ KClO_3} \qquad \frac{39{,}0\ \text{g KCl}}{59{,}4\ \text{g muestra seca}}100 = \mathbf{65{,}7\%\ KCl}$$

4.73. Una muestra de 10 g de un mineral que tiene 60% de cinc se hace reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96% y densidad 1823 kg m^{-3}. Calcula:
a) La cantidad de sulfato de cinc producido.
b) El volumen de hidrógeno obtenido, si las condiciones del laboratorio son 25°C y 740 mmHg de presión.
c) El volumen de la disolución de ácido sulfúrico necesario para la reacción.
d) Repite los apartados anteriores para el caso en el que el rendimiento de la reacción no fuera el 100%, como se considera allí, sino el 75%.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(La Rioja 2009)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Zn y H_2SO_4 es:

$$H_2SO_4\ (aq) + Zn\ (s) \longrightarrow ZnSO_4\ (aq) + H_2\ (g)$$

La cantidad de Zn que contiene el mineral es:

$$10\ \text{g mineral}\ \frac{60\ \text{g Zn}}{100\ \text{g mineral}}\ \frac{1\ \text{mol Zn}}{65{,}4\ \text{g Zn}} = 0{,}092\ \text{mol Zn}$$

Relacionando Zn con $ZnSO_4$:

$$0{,}092\ \text{mol Zn}\ \frac{1\ \text{mol}\ ZnSO_4}{1\ \text{mol Zn}}\ \frac{161{,}4\ \text{g}\ ZnSO_4}{1\ \text{mol}\ ZnSO_4} = \mathbf{14{,}8\ g\ ZnSO_4}$$

b) Relacionando Zn con H_2:

$$0{,}092\ \text{mol Zn}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{1\ \text{mol Zn}} = 0{,}092\ \text{mol}\ H_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}092\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}{740\ \text{mmHg}}\ \frac{760\ \text{mmHg}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{2{,}3\ L\ H_2}$$

c) Relacionando Zn con H_2SO_4:

$$0{,}092\ \text{mol Zn}\ \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol Zn}}\ \frac{98\ \text{g}\ H_2SO_4}{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}\ \frac{100\ \text{g}\ H_2SO_4\ 96\%}{96\ \text{g}\ H_2SO_4} = 9{,}4\ \text{g}\ H_2SO_4\ 96\%$$

La densidad del H_2SO_4 expresada en unidades más apropiadas para el laboratorio es:

$$1823\ \frac{\text{kg}\ H_2SO_4\ 96\%}{\text{m}^3\ H_2SO_4\ 96\%}\ \frac{10^3\ \text{g}\ H_2SO_4\ 96\%}{1\ \text{kg}\ H_2SO_4\ 96\%}\ \frac{1\ \text{m}^3\ H_2SO_4\ 96\%}{10^6\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\%} = 1{,}823\ \frac{\text{g}\ H_2SO_4\ 96\%}{\text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\%}$$

$$9{,}4\ \text{g}\ H_2SO_4\ 96\%\ \frac{1\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\%}{1{,}823\ \text{g}\ H_2SO_4\ 96\%} = \mathbf{5{,}2\ cm^3\ H_2SO_4\ 96\%}$$

d) Si el rendimiento del proceso es del 75% las cantidades son:

$$14{,}8\ \text{g}\ ZnSO_4\ \frac{75\ \text{g}\ ZnSO_4\ \text{(experimental)}}{100\ \text{g}\ ZnSO_4\ \text{(teórico)}} = \mathbf{11{,}1\ g\ ZnSO_4}$$

$$2{,}3\ \text{L}\ H_2\ \frac{75\ \text{L}\ H_2\ \text{(experimental)}}{100\ \text{L}\ H_2\ \text{(teórico)}} = \mathbf{1{,}7\ L\ H_2}$$

$$x\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\%\ \text{(teo)}\ \frac{75\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\%\ \text{(exp)}}{100\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\%\ \text{(teo)}} = 5{,}2\ \text{cm}^3\ H_2SO_4\ 96\%\ \text{(exp)}$$

Se obtiene, x = $\mathbf{6{,}9\ cm^3\ H_2SO_4\ 96\%}$

4.74. La fosfina es un gas tóxico que reacciona con oxígeno según la siguiente ecuación:

$$4\ PH_3\ (g) + 8\ O_2\ (g) \longrightarrow P_4H_{10}\ (s) + 6\ H_2O\ (l)$$

a) Se hacen reaccionar 6,8 g de fosfina con 6,4 g de oxígeno. Calcula la cantidad en gramos de P_4H_{10} obtenido.

b) Si el rendimiento del proceso fuera del 80%, calcula las cantidades de fosfina y de oxígeno necesarias para obtener 142 g de P_4H_{10}.

(Preselección C. Valenciana 2009)

a) El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 6{,}8\ \text{g PH}_3 \dfrac{1\ \text{mol PH}_3}{34\ \text{g PH}_3} = 0{,}2\ \text{mol PH}_3 \\ \\ 6{,}4\ \text{g O}_2 \dfrac{1\ \text{mol O}_2}{32\ \text{g O}_2} = 0{,}2\ \text{mol O}_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{0{,}2\ \text{mol O}_2}{0{,}2\ \text{mol PH}_3} = 1$$

como la relación molar es menor que 2 quiere decir que queda PH_3 sin reaccionar por lo que el **O_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de P_4H_{10} que se obtiene.

$$0{,}2\ \text{mol O}_2 \frac{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}}{8\ \text{mol O}_2} \frac{134\ \text{g P}_4\text{H}_{10}}{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}} = \mathbf{3{,}4\ g\ P_4H_{10}}$$

b) Si el rendimiento del proceso es del 80%, la cantidad de P_4H_{10} que habría que sintetizar para tener realmente 142 g es:

$$\text{x g P}_4\text{H}_{10}\ \text{(teo)} \frac{80\ \text{g P}_4\text{H}_{10}\ \text{(real)}}{100\ \text{g P}_4\text{H}_{10}\ \text{(teo)}} = 142\ \text{g P}_4\text{H}_{10}\ \text{(real)} \longrightarrow \text{x} = 177{,}5\ \text{g P}_4\text{H}_{10}$$

$$177{,}5\ \text{g P}_4\text{H}_{10} \frac{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}}{132\ \text{g P}_4\text{H}_{10}} = 1{,}32\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}$$

Relacionando P_4H_{10} con ambos reactivos:

$$1{,}32\ \text{mol P}_4\text{H}_{10} \frac{8\ \text{mol O}_2}{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}} \frac{32\ \text{g O}_2}{1\ \text{mol O}_2} = \mathbf{338\ g\ O_2}$$

$$1{,}32\ \text{mol P}_4\text{H}_{10} \frac{4\ \text{mol PH}_3}{1\ \text{mol P}_4\text{H}_{10}} \frac{34\ \text{g PH}_3}{1\ \text{mol PH}_3} = \mathbf{180\ g\ PH_3}$$

4.75. En el proceso Deacon se obtiene gas cloro mediante la siguiente ecuación:

$$4\ HCl\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ Cl_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

a) Si el rendimiento del proceso anterior es del 70%, calcula el volumen en litros de cloro obtenido a 390°C y 1 atm, al hacer reaccionar 328,5 g de HCl (g) con 361,6 g de O_2 (g).

b) Calcula el número de litros de disolución acuosa de HCl concentrado de densidad 1,18 g/mL y riqueza 35% (en masa) que se podrán preparar 328,5 g de HCl (g) en agua.

(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Preselección C. Valenciana 2009)

a) El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{l} 328{,}5 \text{ g HCl} \dfrac{1 \text{ mol HCl}}{36{,}5 \text{ g HCl}} = 9 \text{ mol HCl} \\ \\ 361{,}6 \text{ g } O_2 \dfrac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 11{,}3 \text{ mol } O_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \dfrac{9 \text{ mol HCl}}{11{,}3 \text{ mol } O_2} = 0{,}8$$

como la relación molar es menor que 4 quiere decir que queda O_2 sin reaccionar por lo que el **HCl es el reactivo limitante** que determina la cantidad de Cl_2 que se obtiene.

$$9 \text{ mol HCl} \frac{2 \text{ mol } Cl_2}{4 \text{ mol HCl}} = 4{,}5 \text{ mol } Cl_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{4{,}5 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \text{ } (390+273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 245 \text{ L } Cl_2$$

Como el rendimiento del proceso es del 70%, la cantidad de Cl_2 real que se obtiene es:

$$244{,}6 \text{ L } Cl_2 \text{ (teo)} \frac{70 \text{ L } Cl_2 \text{ (real)}}{100 \text{ L } Cl_2 \text{ (teo)}} = \mathbf{171 \text{ L } Cl_2}$$

b) El volumen de disolución concentrada de HCl que se podrá preparar con el HCl dado es:

$$9 \text{ mol HCl} \frac{36{,}5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g HCl } 35\%}{35 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mL HCl } 35\%}{1{,}18 \text{ g HCl } 35\%} \frac{1 \text{ L HCl } 35\%}{10^3 \text{ mL HCl } 35\%} = \mathbf{0{,}8 \text{ L HCl } 35\%}$$

4.76. La termogravimetría es un método analítico basado en el estudio de la pérdida de masa que sufre una muestra sólida sometida a un proceso de calefacción.
Una mezcla sólida de oxalato de calcio y oxalato de magnesio de X g se calentó hasta 900°C.
A 400°C se producen dos reacciones de descomposición:

$$MgC_2O_4 \text{ (s)} \longrightarrow MgO \text{ (s)} + CO \text{ (g)} + CO_2 \text{ (g)}$$

$$CaC_2O_4 \text{ (s)} \longrightarrow CaCO_3 \text{ (s)} + CO \text{ (g)}$$

A 700°C se observa una tercera descomposición:

$$CaCO_3 \text{ (s)} \longrightarrow CaO \text{ (s)} + CO_2 \text{ (g)}$$

A 500°C la masa de la muestra era de 3,06 g y a 900°C era de 2,03 g. Calcula la masa de oxalato de calcio y oxalato de magnesio en la muestra original.

(C. Valenciana 2009)

Llamando x e y, respectivamente, a las masas de MgC_2O_4 y CaC_2O_4 contenidas en la muestra inicial.

La descomposición del MgC_2O_4 después de los 400°C produce una masa de MgO:

$$x \text{ g } MgC_2O_4 \frac{1 \text{ mol } MgC_2O_4}{112{,}3 \text{ g } MgC_2O_4} \frac{1 \text{ mol MgO}}{1 \text{ mol } MgC_2O_4} \frac{40{,}3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 0{,}35886 \text{ x g MgO}$$

La descomposición del CaC_2O_4 después de los 400°C produce una masa de $CaCO_3$:

$$y \text{ g } CaC_2O_4 \frac{1 \text{ mol } CaC_2O_4}{128 \text{ g } CaC_2O_4} \frac{1 \text{ molCaCO}_3}{1 \text{ mol } CaC_2O_4} \frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} = 0{,}78125 \text{ y g } CaCO_3$$

La descomposición del $CaCO_3$ después de los 700°C produce una masa de CaO:

$$0{,}78125\ \text{y g CaCO}_3\ \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100\ \text{g CaCO}_3}\ \frac{1\ \text{mol CaO}}{1\ \text{mol CaCO}_3}\ \frac{56\ \text{g CaO}}{1\ \text{mol CaO}} = 0{,}4375\ \text{y g CaO}$$

El residuo después de 400°C es MgO y $CaCO_3$:

$$0{,}35886\ x + 0{,}78125\ y = 3{,}06$$

El residuo después de 700°C es MgO y CaO:

$$0{,}35886\ x + 0{,}4375\ y = 2{,}03$$

Resolviendo el sistema formado por ambas ecuaciones se obtiene:

x = **2,0 g MgC_2O_4** y = **3,0 g CaC_2O_4**

4.77. El hidróxido de litio y el dióxido de carbono reaccionan entre sí para dar hidrógenocarbonato (IV) de litio (carbonato ácido de litio). Si se mezclan 50 g de hidróxido de litio con 50 g de dióxido de carbono:
a) Escribe y ajusta la reacción.
b) ¿Qué cantidad de hidrógenocarbonato (IV) de litio se obtendría?
c) Si se han obtenido 10,95 L de hidrógenocarbonato (IV) de litio medidos a 1 atm y 20°C, ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

(Canarias 2010)

a) La ecuación química ajustada es:

$$\textbf{LiOH (aq) + CO}_2\textbf{ (g)} \longrightarrow \textbf{LiHCO}_3\textbf{ (aq)}$$

b) Para determinar el reactivo limitante se calculan los moles iniciales de cada una de las sustancias reaccionantes.

$$\left.\begin{array}{l} 50\ \text{g LiOH}\ \dfrac{1\ \text{mol LiOH}}{24\ \text{g LiOH}} = 2{,}08\ \text{mol LiOH} \\ 50\ \text{g CO}_2\ \dfrac{1\ \text{mol CO}_2}{44\ \text{g CO}_2} = 1{,}14\ \text{mol CO}_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{2{,}08\ \text{mol LiOH}}{1{,}14\ \text{mol CO}_2} = 1{,}8$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que sobra LiOH, por lo que **CO_2 es el reactivo limitante**, que determina la cantidad de $LiHCO_3$ formado.

Relacionando CO_2 con $LiHCO_3$:

$$1{,}14\ \text{mol CO}_2\ \frac{1\ \text{mol LiHCO}_3}{1\ \text{mol CO}_2}\ \frac{68\ \text{g LiHCO}_3}{1\ \text{mol LiHCO}_3} = \textbf{77,5 g LiHCO}_3$$

c) Este apartado no es posible resolverlo con los datos dados, ya que el **$LiHCO_3$** es una sustancia que a 20°C y 1 atm es sólida, no gaseosa.

4.78. El Envisat (Environmental Satellite) es un satélite de observación terrestre construido por la Agencia Espacial Europea (ESA). Fue lanzado el 1 de marzo de 2002 en un cohete Ariane 5. El módulo de propulsión de estos cohetes consta de 4 tanques con una capacidad para combustible de 300 kg de hidracina (N_2H_4). Su descomposición catalítica es según:

$$3\ N_2H_4 \longrightarrow 4\ NH_3 + N_2$$

Alrededor de 2/5 partes de ese amoníaco producido se descompone mediante la reacción química:

$$2\ NH_3 \longrightarrow N_2 + 3\ H_2$$

Los tres gases (NH_3, H_2 y N_2) son expulsados para producir el empuje.
Calcula la masa de NH_3, H_2 y N_2 expulsados al espacio por cada kg de N_2H_4 consumida.

(Murcia 2010)

Partiendo de 1 kg de N_2H_4 las cantidades obtenidas son:

$$1\ \text{kg}\ N_2H_4 \frac{10^3\ \text{g}\ N_2H_4}{1\ \text{kg}\ N_2H_4} \frac{32\ \text{g}\ N_2H_4}{1\ \text{mol}\ N_2H_4} = 31{,}25\ \text{mol}\ N_2H_4$$

$$31{,}25\ \text{mol}\ N_2H_4 \frac{4\ \text{mol}\ NH_3}{3\ \text{mol}\ N_2H_4} = 41{,}67\ \text{mol}\ NH_3$$

$$31{,}25\ \text{mol}\ N_2H_4 \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{3\ \text{mol}\ N_2H_4} = 10{,}42\ \text{mol}\ N_2$$

La descomposición del NH_3 proporciona:

$$41{,}67\ \text{mol}\ NH_3 \frac{2\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(descompuesto)}}{5\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(total)}} = 16{,}67\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(descompuesto)}$$

$$41{,}67\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(total)} - 16{,}67\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(descompuesto)} = 25{,}00\ \text{mol}\ NH_3\ \text{(sin descomponer)}$$

$$16{,}67\ \text{mol}\ NH_3 \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} = 25{,}00\ \text{mol}\ H_2$$

$$16{,}67\ \text{mol}\ NH_3 \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{2\ \text{mol}\ NH_3} = 8{,}33\ \text{mol}\ N_2$$

$$10{,}42\ \text{mol}\ N_2\ \text{(1ª reacción)} + 8{,}33\ \text{mol}\ N_2\ \text{(2ª reacción)} = 18{,}75\ \text{mol}\ N_2\ \text{(total)}$$

Las masas de gas correspondientes a los moles anteriores son:

$$25{,}00\ \text{mol}\ NH_3 \frac{17\ \text{g}\ NH_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} = \mathbf{425\ g\ NH_3}$$

$$25{,}00\ \text{mol}\ H_2 \frac{2\ \text{g}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = \mathbf{50\ g\ H_2}$$

$$18{,}75\ \text{mol}\ N_2 \frac{28\ \text{g}\ N_2}{1\ \text{mol}\ N_2} = \mathbf{525\ g\ N_2}$$

4.79. En un laboratorio se ha extraído un aceite utilizando hojas de menta, a partir de la cual se ha aislado un alcohol secundario saturado conocido como mentol. Una muestra de 100,5 mg se quema produciendo 282,9 mg de CO_2 y 119,5 mg de H_2O.
a) Determina la fórmula empírica del mentol.
b) Mediante la determinación del descenso crioscópico del mentol en alcanfor se ha podido determinar que la masa molecular es 156. Determina la fórmula molecular del mentol.
c) Una vez identificada su fórmula molecular, calcula la cantidad de O_2 necesario para quemar esos 100,5 mg de mentol.
d) Calcula el volumen de aire necesario para quemar los 100,5 mg de mentol teniendo en cuenta que el aire contiene un 21% en volumen de oxígeno a 25°C y $1{,}013\cdot10^5$ Pa.
(Galicia 2010)

a) Teniendo en cuenta que en la combustión del mentol todo el C se transforma en CO_2 y el H en H_2O, los mmoles de átomos en la muestra de mentol son:

$$282{,}9 \text{ mg } CO_2 \frac{1 \text{ mmol } CO_2}{44 \text{ mg } CO_2} \frac{1 \text{ mmol C}}{1 \text{ mmol } CO_2} = 6{,}430 \text{ mmol C}$$

$$115{,}9 \text{ mg } H_2O \frac{1 \text{ mmol } H_2O}{18 \text{ mg } H_2O} \frac{2 \text{ mmol H}}{1 \text{ mmol } H_2O} = 12{,}878 \text{ mmol H}$$

El oxígeno contenido en el mentol se calcula por diferencia:

$$100{,}5 \text{ mg mentol} - \left[6{,}430 \text{ mmol C} \frac{12 \text{ mg C}}{1 \text{ mmol C}} + 12{,}878 \text{ mmol H} \frac{1 \text{ mg H}}{1 \text{ mmol H}}\right] = 10{,}468 \text{ mg O}$$

$$10{,}468 \text{ mg O} \frac{1 \text{ mmol O}}{16 \text{ mg O}} = 0{,}654 \text{ mmol O}$$

Para obtener la fórmula empírica se relacionan los moles de átomos de cada elemento con el que se encuentra en menor cantidad:

$$\left.\begin{array}{l} \dfrac{6{,}430 \text{ mmol C}}{0{,}654 \text{ mmol O}} \approx 10 \dfrac{\text{átomo C}}{\text{átomo O}} \\ \dfrac{12{,}878 \text{ mmol C}}{0{,}654 \text{ mmol O}} \approx 20 \dfrac{\text{átomo H}}{\text{átomo O}} \end{array}\right\} \longrightarrow \quad \text{fórmula empírica: } \mathbf{(C_{10}H_{20}O)_n}$$

b) La fórmula molecular se obtiene a partir de la fórmula empírica y la masa molecular:

$$n = \frac{156}{(10\cdot12)+(10\cdot12)+(1\cdot16)} = 1$$

La **fórmula molecular** del mentol coincide con la fórmula empírica: $\mathbf{C_{10}H_{20}O}$.

c) La ecuación química justada correspondiente a la combustión del mentol es:

$$2\ C_{10}H_{20}O\ (s) + 29\ O_2\ (g) \longrightarrow 20\ CO_2\ (g) + 20\ H_2O\ (l)$$

Relacionando mentol con O_2:

$$100{,}5 \text{ mg } C_{10}H_{20}O \frac{1 \text{ mmol } C_{10}H_{20}O}{156 \text{ mg } C_{10}H_{20}O} \frac{29 \text{ mmol } O_2}{2 \text{ mmol } C_{10}H_{20}O} \frac{32 \text{ mg } O_2}{1 \text{ mmol } O_2} = \mathbf{298{,}9 \text{ mg } O_2}$$

d) De acuerdo con la ley de *Avogadro*, en una mezcla gaseosa coinciden la composición volumétrica y la molar, por tanto, el número de moles de aire que contienen el O_2 necesario para la combustión es:

$$298{,}9 \text{ mg } O_2 \frac{1 \text{ mmol } O_2}{32 \text{ mg } O_2} \frac{100 \text{ mmol aire}}{21 \text{ mmol } O_2} = 44{,}5 \text{ mmol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen de aire es:

$$V = \frac{44{,}5 \text{ mmol } (0{,}082 \text{ atm·mL·mmol}^{-1}\text{·K}^{-1}) (25+273) \text{ K}}{1{,}013·10^5 \text{ Pa}} \frac{1{,}013·10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{1087 \text{ mL aire}}$$

4.80. En una perforación del subsuelo, se descubre una gran bolsa de gas que resulta estar formada por metano y propano. Se recoge una muestra de 7,41 g de la mezcla gaseosa y se quema produciendo 12,60 g de agua. Clacula la composición inicial de la mezcla expresada como porcentaje en masa.

(Baleares 2010)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de combustión de ambas hidrocarburos son:

Combustión del metano

$$CH_4 \text{ (s)} + 2 O_2 \text{ (g)} \longrightarrow CO_2 \text{ (g)} + 2 H_2O \text{ (l)}$$

Combustión del propano

$$C_3H_8 \text{ (s)} + 5 O_2 \text{ (g)} \longrightarrow 3 CO_2 \text{ (g)} + 4 H_2O \text{ (l)}$$

Llamando x e y, respectivamente, a las masas de CH_4 y C_3H_8 contenidas en la mezcla inicial, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ g } CH_4 + y \text{ g } C_3H_8 = 7{,}41 \text{ g mezcla}$$

$$x \text{ g } CH_4 \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16 \text{ g } CH_4} \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CH_4} + y \text{ g } C_3H_8 \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44 \text{ g } C_3H_8} \frac{4 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 12{,}60 \text{ g } H_2O \frac{2 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O}$$

Se obtiene, x = 0,77 g CH_4 y = 6,64 g C_3H_8

La composición expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{0{,}77 \text{ g } CH_4}{7{,}41 \text{ g mezcla}} 100 = \mathbf{10{,}4\% \; CH_4} \qquad \frac{6{,}64 \text{ g } C_3H_8}{7{,}41 \text{ g mezcla}} 100 = \mathbf{89{,}6\% \; C_3H_8}$$

4.81. A 10 mL de una disolución de sulfato de cromo (III), $Cr_2(SO_4)_3$, 0,3 M; se le añaden 50 mL de cloruro de calcio, $CaCl_2$, 0,1 M para formar un precipitado de sulfato de calcio, $CaSO_4$.
a) Escriba la reacción que tiene lugar.
b) Calcule la cantidad en gramos de sulfato de calcio que se obtienen.
c) Determine la concentración de los iones que permanecen disueltos, suponiendo que los volúmenes son aditivos, después de tener lugar la reacción de precipitación.

(Castilla y León 2010)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Cr_2(SO_4)_3$ y $CaCl_2$ es:

$$\mathbf{Cr_2(SO_4)_3 \text{ (aq)} + 3 CaCl_2 \text{ (aq)} \longrightarrow 2 CrCl_3 \text{ (aq)} + 3 CaSO_4 \text{ (s)}}$$

b) Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante. El número de moles de cada una de las especies reaccionantes es:

$$10\ \text{mL}\ Cr_2(SO_4)_3\ 0{,}3\ \text{M}\ \frac{0{,}3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3}{1\ \text{mL}\ Cr_2(SO_4)_3\ 0{,}3\ \text{M}} = 3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3$$

$$50\ \text{mL}\ CaCl_2\ 0{,}1\ \text{M}\ \frac{0{,}1\ \text{mol}\ CaCl_2}{1\ \text{mL}\ CaCl_2\ 0{,}1\ \text{M}} = 5\ \text{mol}\ CaCl_2$$

La relación molar obtenida es.

$$\frac{5\ \text{mmol}\ CaCl_2}{3\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3} = 1{,}67$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que **sobra $Cr_2(SO_4)_3$**, por lo que **$CaCl_2$ es el reactivo limitante** que determina las cantidades de $CaSO_4$ y $CrCl_3$ formadas y la de $Cr_2(SO_4)_3$ sobrante:

$$5\ \text{mmol}\ CaCl_2\ \frac{3\ \text{mmol}\ CaSO_4}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2}\ \frac{136\ \text{mg}\ CaSO_4}{1\ \text{mmol}\ CaSO_4}\ \frac{1\ \text{g}\ CaSO_4}{10^3\ \text{mg}\ CaSO_4} = \mathbf{0{,}68\ g\ CaSO_4}$$

c) Las especies que quedan en disolución acuosa al final del proceso son:

$$5\ \text{mmol}\ CaCl_2\ \frac{2\ \text{mmol}\ CrCl_3}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2} = 3{,}33\ \text{mmol}\ CrCl_3$$

$$5\ \text{mmol}\ CaCl_2\ \frac{1\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3}{3\ \text{mmol}\ CaCl_2} = 1{,}67\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(reaccionado)}$$

$$3{,}00\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(ini)} - 1{,}67\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(reac)} = 1{,}33\ \text{mmol}\ Cr_2(SO_4)_3\ \text{(exceso)}$$

La ecuación correspondiente a la disolución del $CrCl_3$ es:

$$CrCl_3\ (aq) \longrightarrow Cr^{3+}\ (aq) + 3\ Cl^-\ (aq)$$

$$3{,}33\ \text{mol}\ CrCl_3 \longrightarrow \begin{cases} 3{,}33\ \text{mol}\ Cr^{3+} \\ 10\ \text{mol}\ Cl^- \end{cases}$$

La ecuación correspondiente a la disolución del $Cr_2(SO_4)_3$ es:

$$Cr_2(SO_4)_3\ (aq) \longrightarrow 2\ Cr^{3+}\ (aq) + 3\ SO_4^{2-}\ (aq)$$

$$1{,}33\ \text{mol}\ Cr_2(SO_4)_3 \longrightarrow \begin{cases} 2{,}66\ \text{mol}\ Cr^{3+} \\ 4\ \text{mol}\ SO_4^{2-} \end{cases}$$

Suponiendo volúmenes aditivos las concentraciones molares de estos iones son:

$$\frac{(3{,}33+2{,}66)\ \text{mmol}\ Cr^{3+}}{(10+50)\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}100\ M}$$

$$\frac{10\ \text{mmol}\ Cl^-}{(10+50)\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}167\ M}$$

$$\frac{4\ \text{mmol}\ SO_4^{2-}}{(10+50)\ \text{mL disolución}} = \mathbf{0{,}067\ M}$$

4.82. El carbonato de magnesio reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua.
a) Calcule el volumen de ácido clorhídrico, de densidad 1,095 g/mL y del 20% en masa, que se necesita para que reaccione con 30,4 g de carbonato de magnesio.
b) Si en el proceso anterior se obtienen 7,4 L de dióxido de carbono, medidos a 1 atm y 27°C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Castilla y León 2010)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $MgCO_3$ y HCl es:

$$MgCO_3\ (s) + 2\ HCl\ (aq) \longrightarrow MgCl_2\ (aq) + CO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

Relacionando $MgCO_3$ con HCl:

$$30{,}4\ g\ MgCO_3 \frac{1\ mol\ MgCO_3}{84{,}3\ g\ MgCO_3} \frac{2\ mol\ HCl}{1\ mol\ MgCO_3} \frac{36{,}5\ g\ HCl}{1\ mol\ HCl} = 26{,}3\ g\ HCl$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 20% y densidad 1,095 g/mL:

$$26{,}3\ g\ HCl \frac{100\ g\ HCl\ 20\%}{20\ g\ HCl} \frac{1\ mL\ HCl\ 20\%}{1{,}095\ g\ HCl\ 20\%} = \mathbf{120\ mL\ HCl\ 20\%}$$

b) Para calcular el rendimiento del proceso es preciso determinar el volumen de CO_2 que se debería haber obtenido a partir de la muestra dada:

$$30{,}4\ g\ MgCO_3 \frac{1\ mol\ MgCO_3}{84{,}3\ g\ MgCO_3} \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ MgCO_3} = 0{,}36\ mol\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{0{,}36\ mol\ (0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})\ (27+273)\ K}{1\ atm} = 8{,}9\ L\ CO_2$$

Relacionando las cantidades experimental y teórica se obtiene el rendimiento:

$$\eta = \frac{7{,}4\ L\ CO_2\ (real)}{8{,}9\ L\ CO_2\ (teo)} 100 = \mathbf{83\%}$$

4.83. En una vasija de 2560 mL de capacidad se introdujeron 50 mL de disolución de hidróxido de bario y se tapó inmediatamente. A continuación, se agitó durante unos minutos hasta que todo el dióxido de carbono presente en el aire reaccionó con el hidróxido de bario. Finalmente, la disolución resultante se valoró con ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) 0,01 M, consumiéndose 58,4 mL.
Por otra parte, el mismo volumen de hidróxido de bario se valoró en ausencia de aire con el mismo ácido consumiéndose 63,2 mL.
Si la presión en el interior de la vasija era de 760 mmHg y la temperatura 20°C, calcula el porcentaje en volumen de dióxido de carbono en el interior de la vasija.
¿Qué indicador debería usarse para la valoración del hidróxido de bario con el ácido oxálico, uno que vire en un intervalo de pH entre 3,5 y 6,2 u otro que vire entre 7,6 y 9,5. ¿Por qué?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Asturias 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ba(OH)_2$ y CO_2 es:

$$Ba(OH)_2\ (aq) + CO_2\ (g) \longrightarrow BaCO_3\ (s) + H_2O\ (l)$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ba(OH)_2$ y $H_2C_2O_4$ es:

$$Ba(OH)_2\ (aq) + H_2C_2O_4\ (aq) \longrightarrow BaC_2O_4\ (aq) + 2\ H_2O\ (l)$$

▪ El número de mmoles $Ba(OH)_2$ que quedan después de la reacción con CO_2 es:

$$58{,}4\ \text{mL}\ H_2C_2O_4 0{,}01\ \text{M} \frac{0{,}01\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mL}\ H_2C_2O_4\ 0{,}01\ \text{M}} \frac{1\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2}{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4} = 0{,}584\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2$$

▪ El número de mmoles $Ba(OH)_2$ antes de la reacción con CO_2 es:

$$63{,}2\ \text{mL}\ H_2C_2O_4\ 0{,}01\ \text{M} \frac{0{,}01\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mL}\ H_2C_2O_4 0{,}01\ \text{M}} \frac{1\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2}{1\ \text{mmol}\ H_2C_2O_4} = 0{,}632\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2$$

El número de mmoles de CO_2 en la vasija es:

$$(0{,}632 - 0{,}583)\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2 \frac{1\ \text{mmol}\ CO_2}{1\ \text{mmol}\ Ba(OH)_2} = 0{,}048\ \text{mmol}\ CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el número de mmoles de aire en la vasija es:

$$n = \frac{760\ \text{mmHg} \cdot 2560\ \text{mL}}{(0{,}082\ \text{atm}{\cdot}\text{L}{\cdot}\text{mol}^{-1}{\cdot}\text{K}^{-1})\ (20{+}273)\ \text{K}} \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{mmHg}} = 106{,}6\ \text{mmol aire}$$

De acuerdo con la ley de *Avogadro*, en una mezcla gaseosa coinciden el porcentaje en moles y en volumen:

$$n = \frac{0{,}048\ \text{mmol}\ CO_2}{106{,}6\ \text{mmol aire}}\ 100 = \mathbf{0{,}045\%\ CO_2}$$

La sustancia que queda al final de la valoración de $Ba(OH)_2$ con $H_2C_2O_4$ es BaC_2O_4, una sal que que se encuentra disociada en iones de acuerdo con la ecuación:

$$BaC_2O_4\ (aq) \longrightarrow Ba^{2+}\ (aq) + C_2O_4^{2-}\ (aq)$$

El ion Ba^{2+} no se hidroliza ya que procede de $Ba(OH)_2$ (base fuerte).

El ion $C_2O_4^{2-}$ se hidroliza de acuerdo con la ecuación:

$$C_2O_4^{2-}\ (aq) + H_2O\ (l) \longleftrightarrow HC_2O_4^{-}\ (aq) + OH^{-}\ (aq)$$

Como se observa, al **final de la reacción** se producen iones $\mathbf{OH^-}$, lo cual quiere decir que se trata de un **medio básico**, por tanto, debe utilizarse un **indicador** que vire en ese medio. De los dos indicadores propuestos, el **más adecuado** es aquel cuya zona de viraje está comprendida entre los **pH 7,6 y 9,5**.

4.84. La urea, $OC(NH_2)_2$, es un sólido cristalino que se utiliza como fertilizante. A escala industrial la síntesis de la urea se realiza por reacción entre el dióxido de carbono y amoniaco a 350°C y 35 atm de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$CO_2\ (g) + 2\ NH_3\ (g) \longrightarrow OC(NH_2)_2\ (s) + H_2O\ (l)$$

Si el rendimiento del proceso anterior es del 80% y se desean obtener 1000 kg de urea:
a) Calcula el volumen necesario de dióxido de carbono, medido en las condiciones del proceso.
b) El NH_3 (g) utilizado en la síntesis del apartado a) se encontraba en un depósito de 70 m^3 de capacidad y a una temperatura de 25°C, ¿cuál era la presión del gas en el interior del depósito?
(Dato. Constante R = 0,082 $atm·L·mol^{-1}·K^{-1}$)

(Preselección C. Valenciana 2010)

a) Si el rendimiento del proceso es del 80%, la cantidad de urea que habría que sintetizar para tener realmente 1000 kg es:

$$x\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \text{(teo)}\ \frac{80\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \text{(real)}}{100\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \text{(teo)}} = 1000\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \text{(real)}$$

Se obtiene, x = 1250 kg $OC(NH_2)_2$

$$1250\ \text{kg OC(NH}_2)_2\ \frac{10^3\ \text{g OC(NH}_2)_2}{1\ \text{kg OC(NH}_2)_2}\ \frac{1\ \text{mol OC(NH}_2)_2}{60\ \text{g OC(NH}_2)_2} = 2{,}08·10^4\ \text{mol OC(NH}_2)_2$$

Relacionando urea y dióxido de carbono:

$$2{,}08·10^4\ \text{mol OC(NH}_2)_2\ \frac{1\ \text{mol CO}_2}{1\ \text{mol OC(NH}_2)_2} = 2{,}08·10^4\ \text{mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{2{,}08·10^4\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}·\text{K}^{-1})\ (350+273)\ \text{K}}{35\ \text{atm}} = \mathbf{3{,}04·10^4\ L\ CO_2}$$

b) La cantidad de amoniaco necesario para producir la urea requerida es:

$$2{,}08·10^4\ \text{mol OC(NH}_2)_2\ \frac{2\ \text{mol NH}_3}{1\ \text{mol OC(NH}_2)_2} = 4{,}16·10^4\ \text{mol NH}_3$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por el gas en el depósito es:

$$p = \frac{4{,}16·10^4\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}·\text{K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}{70\ \text{m}^3}\ \frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{L}} = \mathbf{14{,}5\ atm}$$

4.85. El nitrato de potasio se obtiene industrialmente a partir de cloruro de potasio y ácido nítrico en presencia de oxígeno según la ecuación:

$$4\ KCl + 4\ HNO_3 + O_2 \longrightarrow 4\ KNO_3 + 2\ H_2O + 2\ Cl_2$$

Sabiendo que el rendimiento del proceso es del 90%:
a) ¿Cuántos kg de nitrato de potasio se obtendrán como máximo a partir de 50 kg de cloruro de potasio y 50 kg de ácido nítrico?
b) ¿Qué volumen (en L) de disolución de ácido nítrico concentrado, de riqueza 60% en masa y densidad 1,37 g/mL, serán necesarios para obtener los 50 kg de ácido nítrico?

(Preselección C. Valenciana 2010)

a) El número de moles de los dos reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 50\ \text{kg KCl}\dfrac{10^3\ \text{g KCl}}{1\ \text{kg KCl}}\dfrac{1\ \text{mol KCl}}{74{,}6\ \text{g KCl}} = 670{,}2\ \text{mol KCl} \\ \\ 50\ \text{kg HNO}_3\dfrac{10^3\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{kg HNO}_3}\dfrac{1\ \text{mol HNO}_3}{63\ \text{g HNO}_3} = 794{,}7\ \text{mol HNO}_3 \end{array}\right\} \longrightarrow \dfrac{794{,}7\ \text{mol HNO}_3}{670{,}2\ \text{mol KCl}} = 1{,}2$$

como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que queda HNO_3 sin reaccionar por lo que el **KCl es el reactivo limitante** que determina la cantidad de KNO_3 que se obtiene.

$$670{,}2\ \text{mol KCl}\frac{4\ \text{mol KNO}_3}{4\ \text{mol KCl}}\frac{101{,}1\ \text{g KNO}_3}{1\ \text{mol KNO}_3}\frac{1\ \text{kg KNO}_3}{10^3\ \text{g KNO}_3} = 61{,}4\ \text{kg KNO}_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 90%, la cantidad de KNO_3 máxima que se obtiene es:

$$61{,}4\ \text{kg KNO}_3\ \text{(teo)}\frac{90\ \text{kg KNO}_3\ \text{(real)}}{100\ \text{kg KNO}_3\ \text{(teo)}} = \mathbf{55{,}2\ kg\ KNO_3}$$

b) El volumen de disolución concentrada de HNO_3 que se necesita es:

$$50\ \text{kg HNO}_3\frac{10^3\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{kg HNO}_3}\frac{100\ \text{g HNO}_3\ 60\%}{60\ \text{g HNO}_3} = 8{,}33\cdot10^4\ \text{g HNO}_3\ 60\%$$

$$8{,}33\cdot10^4\ \text{g HNO}_3\ 60\%\frac{1\ \text{mL HNO}_3\ 60\%}{1{,}37\ \text{g HNO}_3\ 60\%}\frac{1\ \text{L HNO}_3\ 35\%}{10^3\ \text{mL HNO}_3\ 35\%} = \mathbf{60{,}8\ L\ HNO_3\ 60\%}$$

4.86. En un reactor de síntesis de amoniaco se producen 1000 t/día.
a) Sabiendo que el hidrógeno procede del metano y el nitrógeno del aire, calcule los volúmenes de metano y aire consumidos al día en condiciones normales, teniendo en cuenta que un volumen de aire está formado por 80% de nitrógeno y 20% de oxígeno y que la reacción tiene lugar admitiendo que todo el hidrógeno y el nitrógeno que reaccionan se convierten íntegramente en amoniaco.
b) Determine la masa de disolución de ácido nítrico del 50% en masa que se puede obtener a partir de 100 t de amoniaco.

(Castilla y León 2011)

El número de moles de amoniaco que se producen por día es:

$$1000\ \text{t NH}_3\frac{10^3\ \text{g NH}_3}{1\ \text{t NH}_3}\frac{1\ \text{mol NH}_3}{17\ \text{g NH}_3} = 5{,}88\cdot10^7\ \text{mol NH}_3$$

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención de amoniaco es:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3\ (g)$$

Relacionando amoniaco con metano:

$$5{,}88\cdot10^7\ \text{mol NH}_3\frac{3\ \text{mol H}_2}{2\ \text{mol NH}_3}\frac{1\ \text{mol CH}_4}{2\ \text{mol H}_2}\frac{22{,}4\ \text{L CH}_4}{1\ \text{mol CH}_4} = \mathbf{9{,}88\cdot10^8\ L\ CH_4}$$

Relacionando amoniaco con aire y teniendo en cuenta que de acuerdo con la ley de *Avogadro* en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar:

$$5{,}88\cdot10^7\ \text{mol NH}_3\,\frac{1\ \text{mol N}_2}{2\ \text{mol NH}_3}\,\frac{100\ \text{mol aire}}{80\ \text{mol N}_2}\,\frac{22{,}4\ \text{L aire}}{1\ \text{mol aire}} = \mathbf{8{,}23\cdot10^8\ L\ aire}$$

b) El número de moles de amoniaco es:

$$100\ \text{t NH}_3\,\frac{10^3\ \text{g NH}_3}{1\ \text{t NH}_3}\,\frac{1\ \text{mol NH}_3}{17\ \text{g NH}_3} = 5{,}88\cdot10^6\ \text{mol NH}_3$$

Relacionando amoniaco con metano:

$$5{,}88\cdot10^6\ \text{mol NH}_3\,\frac{1\ \text{mol N}}{1\ \text{mol NH}_3}\,\frac{1\ \text{mol HNO}_3}{1\ \text{mol N}}\,\frac{63\ \text{g HNO}_3}{1\ \text{mol HNO}_3} = 3{,}70\cdot10^8\ \text{g HNO}_3$$

Como se quiere preparar de una disolución de riqueza 50%:

$$3{,}70\cdot10^8\ \text{g HNO}_3\,\frac{100\ \text{g HNO}_3\ 50\%}{50\ \text{g HNO}_3}\,\frac{1\ \text{t HNO}_3\ 50\%}{10^6\ \text{g HNO}_3\ 50\%} = \mathbf{740\ t\ HNO_3\ 50\%}$$

4.87. En las calderas de una central térmica se consumen cada hora 100 kg de un carbón que contiene un 3% de azufre. Si todo el azufre se transforma en dióxido de azufre en la combustión:
a) ¿qué volumen de dicho gas, medido en condiciones normales, se libera por hora en la chimenea?
Para eliminar el dióxido de azufre liberado en la central térmica, se dispone de una caliza del 83% de riqueza en carbonato de calcio. Suponiendo que el rendimiento del proceso de eliminación del SO_2 es del 75% y que la reacción que tiene lugar es:

$$CaCO_3 + SO_2 + ½\ O_2 \longrightarrow CaSO_4 + CO_2$$

b) ¿Qué cantidad de caliza se consumirá por hora?
c) ¿Qué cantidad de sulfato de calcio se obtendrá por hora?

(Castilla y León 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del azufre es:

$$S\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow SO_2\ (g)$$

El número de moles de dióxido de azufre que se producen por hora es:

$$100\ \text{kg carbón}\,\frac{10^3\ \text{g carbón}}{1\ \text{kg carbón}}\,\frac{3\ \text{g S}}{100\ \text{g carbón}}\,\frac{1\ \text{mol S}}{32\ \text{g S}}\,\frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol S}} = 93{,}75\ \text{mol SO}_2$$

a) El volumen de dióxido de azufre, medido en c.n., que se desprende es:

$$93{,}75\ \text{mol SO}_2\,\frac{22{,}4\ \text{L SO}_2}{1\ \text{mol SO}_2} = \mathbf{2100\ L\ SO_2}$$

b) Relacionando dióxido de azufre con caliza teniendo en cuenta rendimiento del proceso y riqueza de la caliza:

$$x\ \text{g caliza}\,\frac{75\ \text{g caliza (real)}}{100\ \text{g caliza (teo)}}\,\frac{83\ \text{g CaCO}_3}{100\ \text{g caliza}}\,\frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{100\ \text{g CaCO}_3}\,\frac{1\ \text{mol SO}_2}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 93{,}75\ \text{mol SO}_2$$

Se obtiene, x = **15060 g caliza**.

c) Relacionando dióxido de azufre con sulfato de calcio teniendo en cuenta rendimiento del proceso:

$$93{,}75 \text{ mol } SO_2 \frac{1 \text{ mol } CaSO_4}{1 \text{ mol } SO_2} \frac{136 \text{ g } CaSO_4}{1 \text{ mol } CaSO_4} \frac{75 \text{ g } CaSO_4 \text{ (real)}}{100 \text{ g } CaSO_4 \text{ (teo)}} = \mathbf{9563 \text{ g } CaSO_4}$$

4.88. Una industria química comercializa un abono de nitrato de amonio, NH_4NO_3, que contiene un 33,5% de N y mezclas materia inerte, normalmente caliza y dolomita. Este abono por su contenido en nitrógeno está especialmente indicado para cualquier tipo de cultivos que precisen disponer de nitrógeno de absorción inmediata (50% como N nítrico) y de nitrógeno de absorción más lenta (50% como N amoniacal).
a) ¿Qué porcentaje de nitrato de amonio hay en este abono?
b) Los expertos recomiendan la utilización de 350 kg de abono por hectárea cuando éste está dedicado al cultivo de patatas. Si se dispone de una plantación de 2,5 hectáreas, ¿cuántos kg de nitrógeno amoniacal se deben utilizar?
c) El nitrato de amonio se obtiene por reacción del amoniaco con el ácido nítrico. Escribir y ajustar la reacción de formación.
d) ¿Cuántos litros de amoniaco, medidos a 50°C y 1 atm, son necesarios para obtener 850 kg de nitrato de amonio?
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})
(Galicia 2011)

a) El porcentaje de nitrato de amonio que contiene el abono es:

$$\frac{33{,}5 \text{ g N}}{100 \text{ g abono}} \frac{1 \text{ mol N}}{14 \text{ g N}} \frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{2 \text{ mol N}} \frac{80 \text{ g } NH_4NO_3}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} 100 = \mathbf{9{,}6\% \; NH_4NO_3}$$

b) La cantidad de N amoniacal para el terreno es:

$$2{,}5 \text{ ha} \frac{350 \text{ kg abono}}{2{,}5 \text{ ha}} \frac{10^3 \text{ g abono}}{1 \text{ kg abono}} \frac{9{,}6 \text{ g } NH_4NO_3}{100 \text{ g abono}} \frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{80 \text{ g } NH_4NO_3} = 1050 \text{ mol } NH_4NO_3$$

$$1050 \text{ mol } NH_4NO_3 \frac{1 \text{ mol } NH_4^+}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } NH_4^+} \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \frac{1 \text{ kg N}}{10^3 \text{ g N}} = \mathbf{14{,}7 \text{ kg N}}$$

c) La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de formación del NH_4NO_3 es:

$$\mathbf{NH_3 \text{ (aq)} + HNO_3 \text{ (aq)} \longrightarrow NH_4NO_3 \text{ (aq)}}$$

d) Relacionando NH_4NO_3 y NH_3:

$$850 \text{ kg } NH_4NO_3 \frac{10^3 \text{ g } NH_4NO_3}{1 \text{ kg } NH_4NO_3} \frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{80 \text{ g } NH_4NO_3} \frac{1 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} = 10625 \text{ mol } NH_3$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{10625 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) \, (50+273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{2{,}81·10^5 \text{ L } NH_3}$$

4.89. Los apicultores utilizan la reacción de descomposición térmica del NH_4NO_3 para generar el gas N_2O, de propiedades anestesiantes, para dormir a las abejas. En la reacción se produce también H_2O.
a) Escribe la reacción y calcula la cantidad de monóxido de dinitrógeno que se forma cuando se descomponen 8 g de NH_4NO_3.
b) ¿Será suficiente esta cantidad de gas para dormir las 30.000 abejas de un enjambre si se sabe que cada abeja necesita 1 µL de gas N_2O en condiciones normales para quedar dormida?
(Baleares 2011)

a) La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición del NH_4NO_3 es:

$$NH_4NO_3\ (s) \longrightarrow N_2O\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

El número de moles de monóxido de dinitrógeno que se producen es:

$$6\ g\ NH_4NO_3 \frac{1\ mol\ NH_4NO_3}{80\ g\ NH_4NO_3} \frac{1\ mol\ N_2O}{1\ mol\ NH_4NO_3} \frac{44\ g\ N_2O}{1\ mol\ N_2O} = \mathbf{4{,}4\ g\ N_2O}$$

b) Relacionando la dosis de monóxido de dinitrógeno necesaria con la cantidad producida:

$$30.000\ abejas \frac{1\ \mu L\ N_2O}{1\ abeja} \frac{1\ L\ N_2O}{10^6\ \mu L\ N_2O} \frac{1\ mol\ N_2O}{22{,}4\ L\ N_2O} \frac{44\ g\ N_2O}{1\ mol\ N_2O} = \mathbf{0{,}06\ g\ N_2O}$$

Como se observa, **la cantidad de N_2O** producida es mayor que la necesaria, por tanto si **es suficiente para dormir el enjambre**.

4.90. En el proceso Deacon se obtiene cloro gas mediante la siguiente ecuación:

$$4\ HCl\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ Cl_2\ (g) + 2\ H_2O\ (g)$$

Se hace reaccionar, a 350°C y 1,5 atm de presión, una mezcla de 60 kg de HCl (g) y 10,5 kg de O_2 (g). Si el rendimiento del proceso es del 75%, calcula:
a) El volumen de HCl (g) que ha reaccionado, medido a 25°C y 1 atm de presión.
b) La masa de cloro obtenida.
c) El volumen que ocupará el cloro obtenido a 25°C y 800 mmHg de presión.
(Dato. Constante R = 0,082 $atm·L·mol^{-1}·K^{-1}$)
(Preselección C. Valenciana 2011)

a) El número de moles de cada reactivo es:

$$\left.\begin{array}{r} 60\ kg\ HCl \frac{10^3\ g\ HCl}{1\ kg\ HCl} \frac{1\ mol\ HCl}{36{,}5\ g\ HCl} = 1644\ mol\ HCl \\ 10{,}5\ kg\ O_2 \frac{10^3\ g\ O_2}{1\ kg\ O_2} \frac{1\ mol\ O_2}{32\ g\ O_2} = 328\ mol\ O_2 \end{array}\right\} \longrightarrow \frac{1644\ mol\ HCl}{328\ mol\ O_2} = 5$$

como la relación molar es mayor que 4 quiere decir que queda HCl sin reaccionar por lo que el **O_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de Cl_2 que se obtiene.

$$328\ mol\ O_2 \frac{4\ mol\ HCl}{1\ mol\ O_2} = 1312\ mol\ HCl$$

Como el rendimiento del proceso es del 75%, la cantidad de HCl que reacciona es:

$$1312 \text{ mol HCl (teo)} \frac{75 \text{ mol HCl (reac)}}{100 \text{ mol HCl (teo)}} = 984 \text{ mol HCl}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el HCl que reacciona es:

$$V = \frac{984 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) (25+273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{2{,}40·10^4 \text{ L HCl}}$$

b) Relacionando O_2 con Cl_2:

$$328 \text{ mol } O_2 \frac{2 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol } O_2} \frac{75 \text{ mol } Cl_2 \text{ (real)}}{100 \text{ mol } Cl_2 \text{ (teo)}} = 492 \text{ mol } Cl_2$$

$$492 \text{ mol } Cl_2 \frac{71 \text{ g } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = \mathbf{3{,}50·10^4 \text{ g } Cl_2}$$

c) Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el Cl_2 obtenido es:

$$V = \frac{492 \text{ mol } (0{,}082 \text{ atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1}) (25+273) \text{ K}}{800 \text{ mmHg}} \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{1{,}14·10^4 \text{ L } Cl_2}$$

4.91. En la industria metalúrgica se obtienen diversos metales por reducción de sus óxidos con carbón. En el caso del cinc, se parte de la blenda (ZnS) que una vez convertida en óxido de cinc, mediante un proceso denominado tostación (etapa 1), se obtiene el metal por reducción de dicho óxido con carbón (etapa 2):

Etapa 1: tostación del sulfuro de cinc a ∼800°C (rendimiento = 85%)

$$2 \text{ ZnS (s)} + 3 \text{ O}_2 \text{ (g)} \longrightarrow 2 \text{ ZnO (s)} + 2 \text{ SO}_2 \text{ (g)}$$

Etapa 2: reducción del óxido de cinc con carbón a ∼1400°C (rendimiento = 70%)

$$\text{ZnO (s)} + \text{C (g)} \longrightarrow \text{Zn (g)} + \text{CO (g)}$$

Cierta empresa desea obtener 2500 kg de cinc a partir de una blenda de riqueza 75%; el rendimiento de la etapa 1 es del 85%, mientras que el de la etapa 2 es del 70%. Calcula:
a) La masa de blenda necesaria.
b) Volumen de SO_2 producido a 25°C y 1 atm de presión.
c) La masa de carbón necesaria si su riqueza en carbono es del 90%.
(Dato. Constante R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(Preselección C. Valenciana 2011)

a) Relacionando Zn con ZnO y teniendo en cuenta un redimiento del 70%:

$$x \text{ mol ZnO} \frac{70 \text{ mol ZnO (real)}}{100 \text{ mol ZnO (teo)}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol ZnO}} \frac{65{,}4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \frac{1 \text{ kg Zn}}{10^3 \text{ g Zn}} = 2500 \text{ kg Zn}$$

Se obtiene, x = 54609 mol ZnO

Relacionando ZnO con ZnS y teniendo en cuenta un redimiento del 85%:

$$x \text{ kg ZnS} \frac{10^3 \text{ g ZnS}}{1 \text{ kg ZnS}} \frac{1 \text{ mol ZnS}}{97{,}4 \text{ g ZnS}} \frac{85 \text{ mol ZnS (real)}}{100 \text{ mol ZnS (teo)}} \frac{1 \text{ mol ZnO}}{1 \text{ mol ZnS}} = 54609 \text{ mol ZnO}$$

Se obtiene, x = 6258 kg ZnS

Como se dispone de una blenda de riqueza 75%:

$$6258\ \text{kg ZnS}\,\frac{100\ \text{kg blenda}}{75\ \text{kg ZnS}} = \mathbf{8343\ kg\ blenda}$$

b) El número de moles de SO_2 que se obtienen es:

$$54609\ \text{mol ZnO}\,\frac{2\ \text{mol SO}_2}{2\ \text{mol ZnO}} = 54609\ \text{mol SO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el SO_2 que se obtiene es:

$$V = \frac{54609\ \text{mol}\ (0{,}082\ \text{atm·L·mol}^{-1}\text{·K}^{-1})\ (25+273)\ \text{K}}{1\ \text{atm}} = \mathbf{1{,}33·10^{6}\ L\ SO_2}$$

c) Relacionando ZnO con C:

$$54609\ \text{mol ZnO}\,\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol ZnO}}\,\frac{12\ \text{g C}}{1\ \text{mol C}}\,\frac{100\ \text{g carbón}}{90\ \text{g C}}\,\frac{1\ \text{kg carbón}}{10^{3}\ \text{g carbón}} = \mathbf{728\ kg\ carbón}$$